СОДЕРЖАНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ

Химия наряду с математикой и физикой является базисной дисциплиной современного инженерно-технического и медико-биологического образования. Этим определяется ее место в учебном процессе.

Предлагаемое учебное пособие нацелено на эффективное освоение иностранными студентами содержания дисциплины, химической терминологии и символики, лексического материала и речевых конструкций, формирование представлений о химических явлениях и законах.

В пособии тщательно отобранный химический материал изложен в доступной форме, что особенно актуально для слушателей с ограниченным словарным и терминологическим запасом. Доступность изложения сочетается как с современными способами подачи материала, так и с использованием речевых конструкций, которые постепенно усложняются по мере накопления знаний у слушателей.

Пособие позволяет систематизировать и обобщить знания, полученные слушателями на родине, а с учетом недостаточной общей и языковой подготовки – и восполнить пробелы школьного образования. Пособие также ориентировано на овладение русским языком как средством получения научной информации в объеме, достаточном для свободного понимания химических текстов и устной речи и достаточном для свободного общения на химическую тематику.

Учебное пособие «Химия» состоит из двенадцати тематических блоков, охватывающих основные разделы общей химии. Подача материала сопровождается примерами решения типовых задач разного уровня сложности с рассмотрением поэтапного алгоритма, необходимой аргументацией и подробными пояснениями. После каждой темы предлагаются использованные грамматические конструкции, набор ключевых слов и терминов, а также контрольные вопросы, задания для самостоятельной работы и тестовые задания для самопроверки. Теоретический материал иллюстрирован наглядными рисунками, графиками и таблицами. Для облегчения работы с пособием дополнительно приводится терминологический словарь на русском, украинском, английском, французском и арабском языках.

Материал пособия соответствует типовым программам по химии для подготовительного факультета иностранных граждан. Кроме того, пособие может быть использовано абитуриентами, школьниками, студентами-иностранцами высших учебных заведений, желающими обновить свои знания по химии.

ВВЕДЕНИЕ

В.1 Вещества

Химия, биология, физика – науки, которые изучают природу. Природа – это воздух, вода, Земля, Солнце, Луна, растения, животные, люди. ***Природа*** – это различные ***формы движущейся материи***. Известны ***две формы*** существования ***материи – вещество*** и ***поле.***

Поле – это форма материи, которая ***не имеет массы покоя***.
Вещество – форма материи, которая состоит из отдельных частиц и ***имеет массу покоя.***
Химия изучает ***вещества***, их ***свойства***, ***состав***, ***строение*** и ***превращения***.
Химия – наука о ***веществах*** и их ***превращениях***.

Серебро, стекло, железо, сера, мел, сахар, кислород, азот – это вещества. Солнце, Земля, человек, дом, автобус, стакан, пробирка, ложка – это тела.

Телом называют все то, что ***имеет массу*** и ***объем.***

Тела состоят из веществ. Пробирка состоит из стекла. Ложка состоит из серебра.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
вещество	речовина	substance	substance	مادة
движение	рух	movement	mouvement	حركة
масса	маса	mass	masse	كتلة
материя	матерія	matter	matiere	مادة
объем	об'єм	volume	volume	حجم
поле	поле	field	champ	مجال
превращать	перетворювати	to convert	convertir	يتحول؛يقلب الى
превращение	перетворення	transformation	transformation	تحول كيميائي
свойство	властивість	property	propriete	خصائص
состав	склад	composition	composition	بناء؛تكوين؛تركيب
состоять из	складатися з	to consist of	se composer de	يتكون من
строение	будова	constitution	structure	بناء
существовать	існувати	to exist	exister	وجد؛بقى
тело	тіло	body	corps	جسم
форма	форма	form	forme	شكل
частица	частинка	particle	parcelle	جسم اولي دقيق

Обратите внимание!

1) ***что –- что***
Химия – наука.
2) ***что* – это *что***
Железо – это *вещество*.
3) ***что* изучает *что***
Химия изучает *вещества.*
4) ***чем* называется *что***
Телом называется все то*, что имеет массу и объем.*
5) ***что* состоит *из чего***
Тело состоит *из вещества.*

Контрольные вопросы

1. Какие формы существования материи вы знаете?
2. Что такое поле?
3. Что такое вещество? Назовите вещества, которые вы знаете.
4. Что такое тело? Назовите тела, которые вы знаете.
5. Из чего состоят тела?
6. Из чего состоит: а) стакан; б) ложка?
7. Что такое химия?

Задания для самостоятельной работы

1. Заполните таблицу по образцу:

Тело	Вещество
Стакан	Стекло

Стакан, стекло, железо, ложка, стол, серебро, Земля, сера, вода, Солнце, сахар, алюминий, книга, автобус, азот, водород.

В.2 Свойства веществ

Вещества имеют физические и химические свойства.

Физические свойства *вещества* – это ***цвет***, ***плотность***, ***растворимость***, ***температура кипения***, ***температура плавления***, ***агрегатное состояние***.

Агрегатное состояние бывает *твердым, жидким, газообразным* (рис. В.1).

Вещества могут иметь ***запах*** и ***вкус***. Каждое вещество имеет свои свойства. Например, спирт – жидкое бесцветное вещество. Спирт имеет характерный запах. Плотность спирта 783 кг/м^3, температура кипения 78,3 ºС, температура плавления –117ºС. Спирт хорошо растворяется в воде.

Соль (NaCl) – твердое вещество белого цвета, без запаха, имеет соленый вкус. Плотность соли 2200 кг/м^3. Температура плавления 801 ºС, температура кипения 1456 ºС. Соль хорошо растворяется в воде.



Рисунок В.1 – Агрегатные состояния воды

Химические свойства вещества – это *способность вещества* ***вступать в химическую реакцию*** (или: *взаимодействовать*) *с другими веществами*.

Например, водород вступает в химическую реакцию с кислородом, и образуется вода.

Ключевые слова и термины

Русский	**Украинский**	**Английский**	**Французский**	**Арабский**
агрегатное состояние	агрегатний стан	physical state, state of matter	e’tat d’agregation	الحالة الفيزيائية
взаимодействовать	взаємодіяти	interact, interplay	interférer	تفاعل
вступать в реакцию	вступати в реакцію	to react	reagin	يستجيب؛يتأثر
газообразное	газоподібний	gas	gaseux	غاز
жидкое	рідке	liquid	liquide	سائل
запах	запах	odour	odeur	رائحة

кислота	кислота	acide	acide	حامض
нерастворимый	нерозчинний	insoluble	insoluble	لايذوب
образование	утворення	formation	formatiom	نشوء؛تكون
плавление	плавлення	melting	fusion	يذوب؛ينصهر
плотность	густина	density	densite	كثافة
растворимость	розчинність	solubility	dissolubilite	قابلة الذوبان؛ذوبانية
соль	сіль	salt	sel	ملح
спирт	спирт	alcohol	alcool	كحول
твердое	тверде	solid	solide	صلب
температура кипения	температура кипіння	boiling point	temperature ebulition	درجة الغليان
температура плавления	температура плавлення	melting point	temperature fusion	نقطة الذوبان

Обратите внимание!

1) ***что* имеет *что***
   Вещество имеет *свойства.*
2) ***что* растворяется *в чем***
   Соль растворяется *в воде.*
3) ***что* вступает в реакцию *с чем и* образуется *что***
   Водород вступает в реакцию *с кислородом,* и образуется *вода.*
4) ***что взаимодействует с чем***
   Водород взаимодействует с кислородом.

Контрольные вопросы

1. Какие свойства веществ вы знаете?
2. Какие физические свойства веществ вы знаете?
3. Назовите три агрегатных состояния вещества.
4. Что такое химическое свойство вещества?

Задания для самостоятельной работы

1. Опишите свойства веществ, которые даны в таблице В.1, по схеме: а) агрегатное состояние; б) цвет; в) запах, вкус; г) плотность; д) температура кипения, температура плавления; е) растворимость.

Таблица В.1 – Плотность, температура плавления и температура кипения некоторых веществ

Вещество	***Плотность, кг/м³***	***Температура, ºС***	
		плавления	***кипения***
Вода (H_2O)	1000	0	100
Серная кислота (H_2SO_4)	1840	10.4	338
Уксусная кислота (CH_3COOH)	1049	16,6	118,1
Оксид углерода (IV) (CO_2)	1980	–56,6	–78,5
Йод (I_2)	4940	113.7	184.5
Сера (S)	2100	112.8	445
Серебро (Ag)	10500	961.3	2180
Кислород (O_2)	1430	–218.7	–183
Азот (N_2)	1250	–209.9	–195.8

В.3 Физические и химические явления. Типы химических реакций

Природа все время изменяется. ***Любое изменение*** *в природе – это* ***явление***. Движение человека, движение Земли, горение спички, растворение сахара в воде – это явления.

> ***Физическими*** *называются* ***явления****, при которых* ***изменяются агрегатное состояние****,* ***положение****,* ***форма*** *и* ***размеры тела****, но состав вещества остается постоянным, и* ***новые вещества не образуются***.

Плавление льда, испарение воды – это физические явления (рис. В.2). Состав вещества и структура молекул не изменяются. Изменяется только агрегатное состояние.

При нагревании лед плавится и превращается в воду. При кипении вода превращается в пар. Вода при охлаждении превращается в лед. Лед, вода, пар – это одно вещество – вода в разных агрегатных состояниях.

Если кусок мела превратить в порошок, изменится форма тела, но состав вещества не изменится. Это тоже физическое явление.



Рисунок В.2 – Физические явления

> ***Химическое явление*** *(или* ***химическая реакция****) – это* ***изменение состава и структуры реагирующих веществ***.
> *При химических реакциях одни вещества превращаются в другие и* ***образуются новые вещества***.

При нагревании смеси серы (S) и железа (Fe) образуется новое вещество – сульфид железа (FeS). Происходит химическая реакция. Железо реагирует (или: *взаимодействует*) с серой:

Fe + S = FeS.

При горении серы выделяется теплота, и образуется новое вещество – газ с неприятным запахом. Это химическое явление.

$S + O_2 = SO_2\uparrow$.

Признаки химических реакций:

1) изменение цвета вещества;
2) образование H_2O, слабой кислоты или слабого основания;
3) образование осадка;
4) образование газа;
5) выделение или поглощение теплоты (рис. В.3).



Рисунок В.3 – Признаки химических реакций

Типы химических реакций

По ***изменению числа исходных*** (вступающих в реакцию) и ***конечных веществ*** (продуктов реакции) выделяют следующие типы реакций: **соединения, разложения, замещения и обмена** (табл. В.2).

Таблица В.2 – Типы химических реакций

Схема реакции	***Название*** *(русское, английское, французское, арабское)*	***Пример***
A + B → AB	Соединение (synthesis), composition, composition, رابط	$2Fe + O_2 = 2FeO$, $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$
AB → A + B	Разложение, decomposetion, decomposition, تفكك	$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$, $2HgO = 2Hg + O_2$
AB + C → AC + B	Замещение, substitution, replacement, تبديل ؛تعويض	$2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2$, $CuO + H_2 = Cu + H_2O$
AB + CD → AD + BC	Обмен, exchange, exchange, استبدل	$AgNO_3 + HCl = AgCl + HNO_3$, $NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O$

Ключевые слова и термины

Русский	**Украинский**	**Английский**	**Французский**	**Арабский**
выделяться	виділятися	to evolve	se degager	يحتمل
горение	горіння	combustion, burning	combustion	احترق؛هيجان
замерзание	замерзання	freezing	congélation	تجمد
испарение	випарювання	evaporation	evaporation	تبخر
исходный	вихідний			
конденсация	конденсація	condensation	condensation	تكاثف؛تكثيف
кусок	шматок	lump, piece	morceau	قطعة
лед	лід	ice	glace	جليد
осадок	осад	precipitate	precipite	مفاجئ؛يحثه بعجله
пар	пара	vapour, steam	vapeur	بخار
получение	одержання	obtaining production	prodiction, obtention, preparatifs	حصول؛استلام ؛تسلم
порошок	порошок	powder	poudre	مسحوق
признак	ознака	feature, indication	indice, singe	فه؛دليل؛علاقة
продукт	продукт	product	produit	ناتج , منتج
реагировать	реагувати	to react	reagir	تأثر؛رد على؛تفاعل مع
реакция	реакція	reaction	reaction	يستجيب ؛يتأثر
явление	явище	phenomenon	fait	ظاهرة

Обратите внимание!

1) **растворение *чего* в *чем***
Растворение *сахара* в *воде*.

2) **при нагревании (кипении, плавлении, горении)**…
При нагревании лед плавится.

3) ***что* превращается *во что***
Вода превращается *в лед*.

4) ***при каких условиях что* превращается *во что***
При кипении вода превращается *в пар*.

5) **если + *инфинитив***
Если кусок мела *превратить* в порошок, изменится форма тела.

6) ***что* реагирует *с чем***
Железо реагирует *с серой*.

7) **изменяется *что* (*что* изменяется)**
Природа все время изменяется.
8) **по + *дательный падеж* + *глагол***
По *числу* исходных и конечных веществ *выделяют* типы реакций.

Контрольные вопросы

1. Что называется явлением? Какие явления вы знаете?
2. Какие явления называются физическими?
3. Что изменяется при физических явлениях?
4. При каких явлениях образуются новые вещества?
5. Какие явления называются химическими?
6. Назовите признаки химических реакций.
7. Какие типы химических реакций вы знаете?

Задания для самостоятельной работы

1. Выберите химические явления: плавление железа, растворение железа в серной кислоте, горение серы, плавление серы, испарение воды, превращение мела в порошок, растворение мела в кислоте.
2. Назовите явления, которые происходят при нагревании следующих веществ:
   а) серы до температуры плавления;
   б) воды до температуры кипения;
   в) меди в кислоте;
   г) меди до температуры плавления.
3. Какие изменения характеризуют химическую реакцию:
   а) изменение агрегатного состояния вещества;
   б) изменение формы тела;
   в) изменение цвета;
   г) образование осадка;
   д) образование газа;
   е) изменение объёма;
   ж) выделение теплоты;
   з) изменение положения тела.
4. Определите тип химической реакции:
   а) $C + O_2 = CO_2\uparrow$;
   б) $Mg + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2\uparrow$;
   в) $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$;
   г) $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$;
   д) $KCl + AgNO_3 = KNO_3 + AgCl\downarrow$;
   е) $2NaHCO_3 = Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$;
   ж) $2KI + Cl_2 = 2KCl + I_2\downarrow$;
   з) $CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$;
   и) $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$;
   к) $NH_4Cl = NH_3 + HCl$.

Раздел 1 АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

1.1 Атом. Молекула. Химический элемент. Простые и сложные вещества

Основные положения атомно-молекулярного учения:

1. Вещества состоят из молекул.
2. Молекулы состоят из атомов (рис.1.1).
3. Молекулы и атомы непрерывно движутся. Тепловое состояние тела – это результат движения частиц (молекул и атомов).
4. Молекулы сохраняются при физических явлениях и разрушаются при химических явлениях.
5. Атомы сохраняются при химических реакциях. В результате химических реакций из атомов исходных веществ (или *реагентов*) образуются новые вещества.

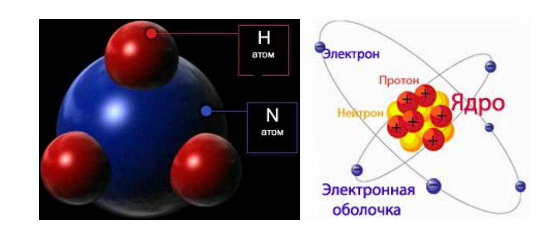


Рисунок 1.1 – Модель молекулы NH_3 (слева), модель атома (справа)

***Молекула** – это наименьшая **частица вещества**, которая **сохраняет его химические свойства**.*
***Атом** – это наименьшая **химически неделимая частица** вещества.*

Атом ***состоит*** из положительно заряженного ***ядра*** и отрицательно заряженной ***электронной оболочки*** (рис. 1.1). В природе существуют разные виды атомов, которые имеют разные заряды ядер, разные размеры, разные массы и разные химические свойства.

***Химический элемент** – вид атомов с **одинаковым зарядом ядра**.*

Каждый химический элемент имеет свое название и свой химический символ (табл. 1.1).

Заряд ядра атома равен номеру элемента в периодической системе. Но в природе существуют *атомы одного элемента, у **которых заряд ядра одинаковый**, а **массы разные***. Это – ***изотопы*** (рис. 1.2).

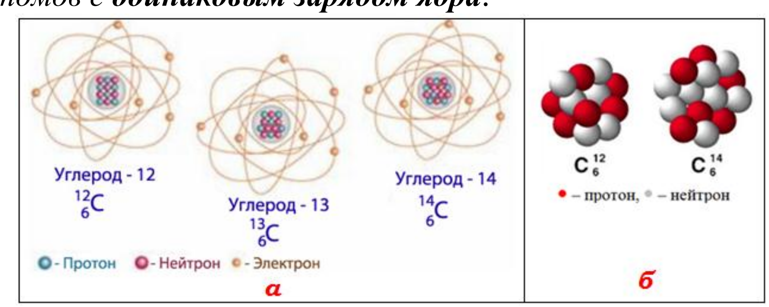


Рисунок 1.2 – Изотопы элемента углерода:
а) модели атомов изотопов; б) атомные ядра

Для химических расчетов большое значение имеет изотоп елемента углерода-12 ($^{12}_{6}C$) (рис. 1.2), потому что с ним связана очень важная химическая константа – атомная единица массы.

Атомы химических элементов входят в состав простых и сложных веществ.

***Простые вещества** – это вещества, молекулы которых состоят из **атомов одного элемента**.*

Железо Fe, сера S_8, водород H_2, кислород O_2, фосфор P_4, озон O_3 – это простые вещества.

Простых веществ известно около 500, а химических элементов – 118. Разные количества химических элементов и простых веществ объясняется явлением аллотропии.

Таблица 1.1 – Названия и химические символы некоторых элементов

Химический символ	Русское название элемента	Произношение химического символа	Латинское название элемента	Английское название элемента	Арабское название элемента
Ag	Серебр***о***	Арг***е***нтум	Argentum	Argentum	فضه
Al	Алюм***и***ний	Алюм***и***ний	Aluminium	Aluminium	الألمنيوم
As	Мышь***я***к	Арс***е***н	Arsenicum	Arsenic	الزرنيج
Au	З***о***лото	А***у***рум	Aurum	Aurum, gold	ذهب
Ba	Б***а***рий	Б***а***рий	Barium	Barium	الباريوم
C	Углер***о***д	Це	Carboneum	Carbon	الكاربون
Ca	К***а***льций	К***а***льций	Calcium	Calcium	الكالسيوم
Cl	Хлор	Хлор	Chlorum	Chlorine	الكلور
Cr	Хром	Хром	Chromium	Chromium	معدن الكروم
Cu	Медь	К***у***прум	Cuprum	Copper	النحاس
Fe	Жел***е***зо	Ф***е***рум	Ferrum	Ferrum	فيروم
H	Водор***о***д	Аш	Hydrogenium	Hydrogen	الهيدروجين
He	Г***е***лий	Г***е***лий	Helium	Helium	الهليوم
Hg	Ртуть	Гидр***а***ргирум	Hydrargyrum	Hydrargyrum	الهايدروجين
I	Йод	Йод	Jodum	Iodine	اليود
K	К***а***лий	К***а***лий	Kalium	Potassium	بوتاسيوم
Mg	М***а***гний	М***а***гний	Magnesium	Magnesium	المغنيسيوم
Mn	М***а***рганец	М***а***рганец	Manganum	Manganese	المنغنيز
N	Аз***о***т	Эн	Nitrogenium	Nitrogen	النتروجين
Na	Н***а***трий	Н***а***трий	Natrium	Sodium	صوديوم
O	Кислор***о***д	О	Oxigenium	Oxygen	الأوكسجين
P	Ф***о***сфор	Пэ	Phosphorus	Phosphorus	الفسفور
Pb	Свин***е***ц	Пл***ю***мбум	Plumbam	Plumbum	رصاص
S	С***е***ра	Эс	Sulfur	Sulphyr	كبريت
Si	Кр***е***мний	Сил***и***ций	Silicium	Silicon	السيليكون
Zn	Цинк	Цинк	Zinkum	Zinc	الخارصين

Аллотропия *– это явление, при котором* ***один элемент*** *может образовать* ***несколько простых веществ****. Такие вещества называются* ***аллотропными модификациями.***

Аллотропные модификации имеют разные свойства. Это объясняется разным числом атомов в молекуле или разной кристаллической структурой. Например, элемент кислород О образует два простых вещества – газ кислород O_2 и озон O_3; элемент фосфор Р образует простые вещества белый фосфор, красный фосфор, черный фосфор; элемент углерод – простые вещества алмаз, графит, карбин, букибол (рис. 1.3).

Сложные вещества *– это вещества, молекулы которых состоят из* ***атомов разных элементов****.*

Например, молекула воды H_2O состоит из атомов двух элементов: водорода Н и кислорода О; мел $CaCO_3$ состоит из атомов трех элементов: кальция Са, углерода С и кислорода О. Вода и мел – сложные вещества.

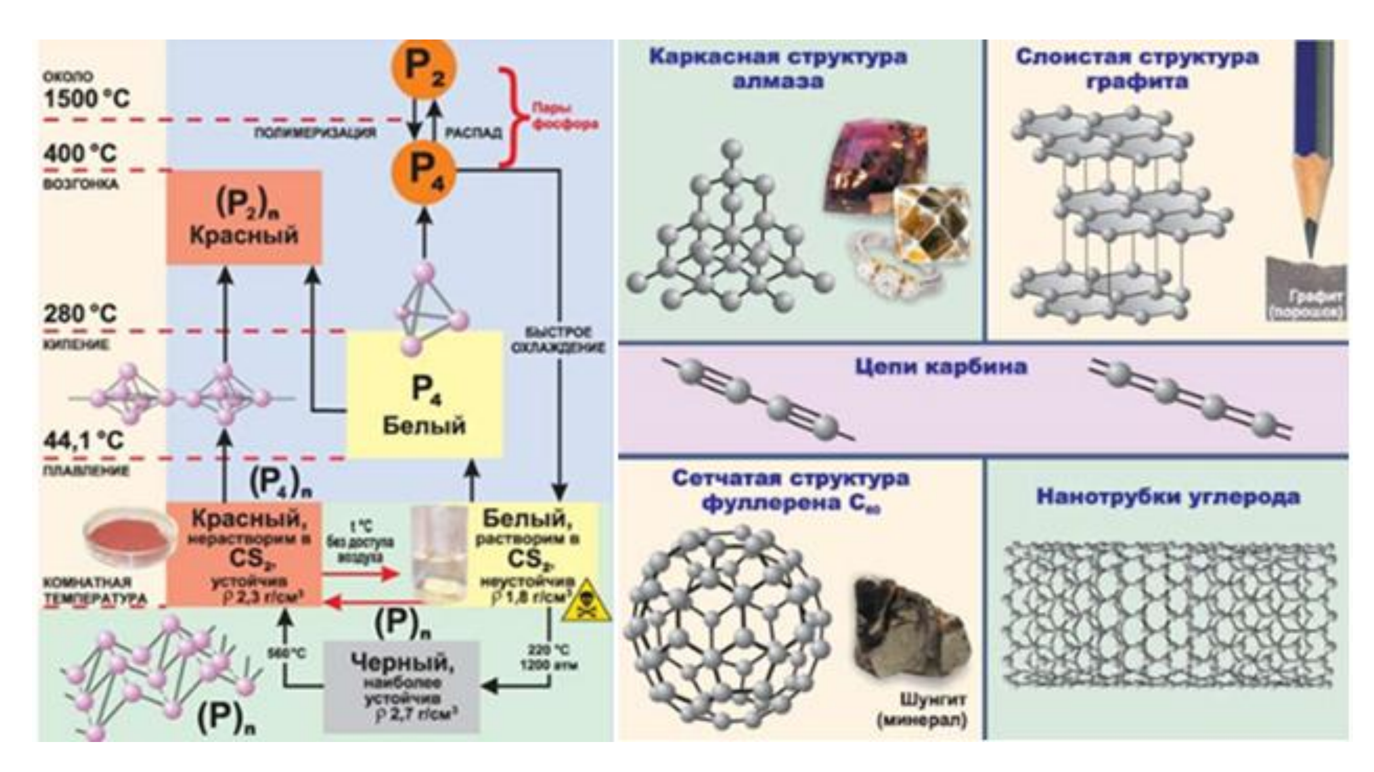


Рисунок 1.3 – Аллотропные модификации элементов фосфора и углерода

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
аллотропия	алотропія	allotropy	allotropy	تآصل
аллотропный	алотропний	allotropic	allotropique	تآصلي
атом	атом	atom	atome	ذرة
заряд	заряд	charge	charge	شحنة
молекула	молекула	molecule	molecule	جزئ
неделимая	неподільна	indivisible	indivisible	لايتجزأ؛غير قابل للانقسام
одинаковый	однаковий	equal, same	le meme	متشابه
отрицательный	негативний	negative	negatif	سلبي,انكاري
положительный	позитивний	positive	positif	إيجابي
простое вещество	проста речовина	simple substance elementary substance	corps simple	بسيط
символ	символ	symbol	symbole	رمز
сложное вещество	складна речовина	complex, composite substance	corps complexe	معقد
тепловой	тепловий	heat	thermique	حراري
электронная оболочка	електрона оболонка	electron envelope, electron sheath, electron shell	enveloppe électronique	هالة الاكترون
элемент	елемент	element	element	معدن
ядро	ядро	nucleus	noyau	نواة

Обратите внимание!

1) ***что* – результат *чего***
Тепловое состояние тела – это результат *движения частиц*.

2) ***что* объясняется *чем***

Разное количество химических элементов и простых веществ объясняется *явлением аллотропии.*

3) ***что* состоит *из чего***

Молекула H_2O состоит *из атомов H и O.*

4) ***что* входит в состав *чего***

Углерод входит в состав мела.

Контрольные вопросы

1. Назовите основные положения атомно-молекулярного учения.
2. Из чего состоят вещества?
3. Из чего состоят молекулы?
4. Что происходит с молекулами: а) при физических явлениях; б) при химических явлениях?
5. Что происходит с атомами при химических реакциях?
6. Что такое молекула?
7. Что такое атом?
8. Что такое химический элемент?
9. Какие вещества называют простыми? Приведите примеры.
10. Что такое аллотропия?
11. Приведите примеры элементов, которые образуют несколько простых веществ.
12. Какие вещества называют сложными? Приведите примеры.

Задания для самостоятельной работы

1. Напишите русские названия химических элементов: Al, N, P, Mg, K, Fe, F, Ba, Cl, H, Cu, C, Na, Zn, Hg, Cr, S, O, Ca, Si.
2. Напишите символы химических элементов: алюминий, углерод, сера, марганец, серебро, водород, йод, медь, свинец, золото, азот, фосфор, железо, мышьяк, кислород.
3. Прочитайте и запишите произношение знаков химических элементов: Fe, Cl, S, Hg, Si, Zn, N, Cu, Mn, H, Au, O, Mg, P, C, Na, Pb, Ag, He, Hg.
4. Назовите: а) простые вещества; б) сложные вещества: O_2, SiO_2, Cu, N_2, KOH, HCl, S, H_2S, Ca, CaH_2, H_2SO_4, Fe, $Fe(OH)_2$, $Al_2(SO_3)_3$, P_2O_5, P.
5. Какие элементы входят в состав: а) мела $CaCO_3$; б) воды H_2O; в) кислорода O_2; г) озона O_3; д) серной кислоты H_2SO_4; е) гидроксида натрия NaOH; ж) углекислого газа CO_2?

Образец ответа: атомы кальция, углерода и кислорода входят в состав мела.

1.2 Относительная атомная масса

Атом как материальная частица характеризуется определенными размерами (радиус $r \approx 10^{-10}$м) и массой ($m \approx 10^{-27}$–10^{-25}кг).

Абсолютная атомная масса *– это* ***истинная масса атома*** *элемента, выраженная в* ***единицах массы: г, кг.***

Абсолютная атомная масса обозначается $m_A(X)$, где X – символ элемента. Например, масса атома углерода равна $m_A(C)$ = = $19{,}93 \cdot 10^{-24}$ г (девятнадцать целых девяносто три сотых, умноженные на десять в минус двадцать четвертой степени граммов) = = $19{,}93 \cdot 10^{-27}$ кг. Абсолютные атомные массы некоторых элементов даны в табл. 1.2.

Таблица 1.2 – Абсолютные атомные массы некоторых элементов

Элемент	m_A, *г*
Водород (H)	$1{,}674 \cdot 10^{-24}$
Кислород (O)	$26{,}67 \cdot 10^{-24}$
Азот (N)	$23{,}2 \cdot 10^{-24}$
Сера (S)	$53{,}1 \cdot 10^{-24}$
Медь (Cu)	$105{,}5 \cdot 10^{-24}$

Абсолютные атомные массы – очень маленькие величины. Их неудобно использовать для расчетов. Поэтому для измерения массы атомов в химии и физике принята специальная единица – атомная единица массы (рис. 1.4).

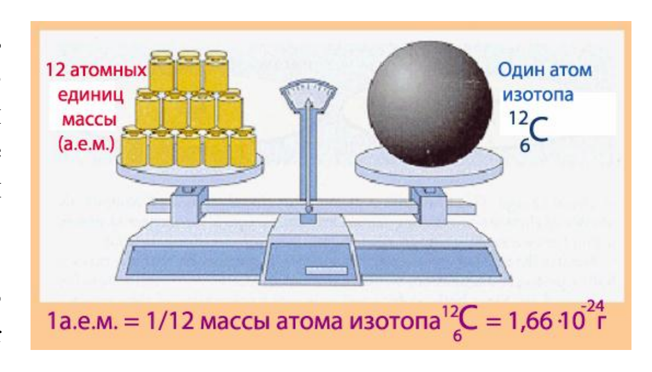


Рисунок 1.4 – Атомная единица массы

Атомная единица массы (а.е.м.) *– это единица измерения атомных и молекулярных масс, которая равна 1/12 (одной двенадцатой) массы атома изотопа углерода–12* (^{12}C).

Рассчитаем величину одной атомной единицы массы. Масса атома изотопа углерода (^{12}C) равна 19,93·10^{-24}г. Тогда

$$1\text{ а.е.м.} = \frac{1}{12}m_A(^{12}C) = \frac{19,93\cdot 10г^{-24}}{12} = 1,66\cdot 10^{-24}\text{г} = 1,66\cdot 10^{-27}\text{кг}.$$

Значение атомной массы любого элемента может быть выражено в а.е.м.

В химии используют относительные атомные массы элементов.

Относительная атомная масса элемента *– это* ***отношение массы атома элемента к 1/12*** *(одной двенадцатой)* ***массы атома изотопа углерода–12 (***$^{12}_{6}C$***)***.

Относительная атомная масса обозначается A_r(X), где X – символ элемента (индекс *r* – от первой буквы слова *relative – относительный*).

$$A_r(X) = \frac{m_A(X)}{\frac{1}{12}m_A(^{12}C)} = \frac{m_A(X)}{1\text{а.е.м.}}$$

В отличие от абсолютной атомной массы m_A величина A_r безразмерная. Связь между m_A и A_r показана соотношением

$$m_A = A_r\cdot 1\text{а.е.м.}$$

Относительная атомная масса показывает, во сколько раз масса атома больше, чем 1/12 часть массы атома изотопа углерода–12. Например, абсолютные массы атомов водорода и серы равны:

$$m_A(H) = 1,67\cdot 10^{-24}г, \qquad m_A(S) = 53,12\cdot 10^{-24}г,$$

а относительные атомные массы элементов водорода и серы равны отношению масс атомов H и S к 1/12 массы атома изотопа углерода–12 (то есть к атомной единице массы):

$$A_r(H) = \frac{m_A(H)}{1/12\, m_A(^{12}_{6}C)} = \frac{1,67\cdot 10^{-24}\text{ г}}{1,66\cdot 10^{-24}\text{ г}} = 1\text{ а.е.м.},$$

$$A_r(S) = \frac{m_A(S)}{1/12\, m_A(^{12}_{6}C)} = \frac{53,12\cdot 10^{-24}\text{ г}}{1,66\cdot 10^{-24}\text{ г}} = 32\text{ а.е.м.}$$

Записи A_r(H) = 1а.е.м. и A_r(S) = 32 а.е.м. обозначают, что масса атома H такая же, как 1/12 часть массы атома изотопа углерода–12, а масса атома S в 32 раза больше, чем 1/12 часть массы атома изотопа углерода – 12. Относительные атомные массы A_r элементов приведены в периодической системе химических элементов.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
абсолютный	абсолютний	absolute	absolu	مطلق
атомная единица массы	атомна одиниця маси	atomic mass unit	atomique unite masse	وحدة الكتلة الذرية
величина	величина	value	valeur	القيمة
выражать	виражати	to express	exprimer	يعكس؛يحسد
использовать	використовувати	to use	utiliser	استخدام؛أستعمل
истинная	істинна	veritable, true	vrai, veritable	حقيقي
обозначать	позначати	to mark	marquer	يوفر
относительная атомная масса	відносна атомна маса	relative atomic mass	relative atomique masse	نسبه الكتلة الذرية
отношение	відношення	relation, ratio	relation	علاقة
показывать	показувати	to demonstrate, to show	monter	دل

Обратите внимание!

1) ***что*** **выражают** ***чем (в чем)***

Массу выражают *в килограммах или граммах*.

Абсолютная атомная масса – это *истинная масса атома элемента*, выраженная в *единицах массы: кг, г.*

2) ***что*** **обозначается** ***чем***

Абсолютная атомная масса обозначается $m_A(X)$, где X – символ элемента.

3) ***где*** **используют** ***что***

В химии используют *относительные атомные массы элементов*.

4) **во сколько раз больше (меньше),** ***чем***

Относительная атомная масса показывает, во сколько раз масса атома больше, *чем* 1/12 часть массы атома углерода.

5) ***по + дательный падеж*** **+ глагол**

По величине A_r (относительных атомных масс) элементов рассчитайте их m_A (абсолютные атомные массы).

Контрольные вопросы

1. Что называют абсолютной атомной массой?
2. Что называют относительной атомной массой?
3. Что такое атомная единица массы? Чему она равна?
4. Что показывает относительная атомная масса?

Задания для самостоятельной работы

1. Во сколько раз масса атома: а) кислорода; б) железа; в) фосфора; г) хлора больше, чем 1/12 часть массы атома углерода?
2. Определите относительные атомные массы: а) водорода; б) кислорода; в) азота; г) серы; д) меди. Используйте табл. 1.2.
3. Найдите в периодической системе Д. И. Менделеева относительные атомные массы элементов: железа, натрия, калия, неона, мышьяка, цинка, свинца.

4. По величинам относительных атомных масс в периодической системе Д. И. Менделеева рассчитайте абсолютные атомные массы таких элементов: а) кислорода; б) хлора; в) водорода; г) углерода; д) золота.

Образец решения:

Относительная атомная масса кислорода $A_r(O)$ = 16 а.е.м. Рассчитаем абсолютную атомную массу кислорода $m_A(O)$.

Решение:

Составим пропорцию:

1 а.е.м. ———— $1{,}66\cdot10^{-24}$ г

16 а.е.м. ———— х, откуда

$$x=\frac{1{,}66\cdot10^{-24}\cdot16}{1}=26{,}67\cdot10^{-24}\text{г};$$

или найдем абсолютную массу атома кислорода по формуле

$m_A(O) = A_r\cdot1$ а.е.м. $= 16\cdot1{,}66\cdot10^{-24}$ г $= 26{,}67\cdot10^{-24}$ г.

1.3 Относительная молекулярная масса

Абсолютная молекулярная масса** – это **масса одной молекулы**, выраженная **в единицах массы: г, кг.

Абсолютная молекулярная масса обозначается $m_M(X)$, где Х – формула вещества. Например, масса молекулы кислорода O_2 равна

$m_M(O_2) = 53{,}2\cdot10^{-24}$ г $= 53{,}2\cdot10^{-27}$ кг.

Относительная молекулярная масса** – это отношение **массы молекулы вещества к 1/12 массы атома** изотопа **углерода–12($^{12}_{6}C$).

Относительная молекулярная масса обозначается $M_r(X)$, где Х – формула вещества.

$$Mr(X)=\frac{m_M(X)}{\frac{1}{12}m_A(^{12}C)}=\frac{m_M(X)}{1\text{а.е.м.}}.$$

Относительная молекулярная масса показывает, во сколько раз масса молекулы вещества больше 1/12 массы атома изотопа углерода–12 ($^{12}_{6}C$). Например, масса молекулы воды $m_M(H_2O) = 28{,}95\cdot10^{-24}$ г. Относительная молекулярная масса молекулы воды $M_r(H_2O)$ равна отношению массы молекулы H_2O к величине атомной единицы массы:

$$Mr(H_2O)=\frac{m_A(H_2O)}{1\text{а.е.м.}}=\frac{26{,}95\cdot10^{-24}\text{г}}{1{,}66\cdot10^{-24}\text{г}}=18.$$

Запись $M_r(H_2O)$ = 18 а.е.м. показывает, что масса молекулы воды в 18 раз больше, чем 1/12 часть массы атома изотопа углерода–12.

Относительная молекулярная масса равна сумме относительных атомных масс элементов, входящих в состав молекулы:

$$M_r(B_xD_y) = xA_r(B) + yA_r(D).$$

Например, относительная молекулярная масса воды равна сумме относительных атомных масс водорода и кислорода:

$M_r(H_2O) = 2A_r(H) + A_r(O) = 2\cdot1 + 16 = 18.$

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
относительная молекулярная масса	відносна молекулярна маса	relative molecular mass	relative moleculaire masse	نسبه الكتلة الذرية
сумма	сума	sum	somme	بعض؛كمية؛مجموع

Обратите внимание!

1) ***что*** **равно** ***чему***

Относительная молекулярная масса равна *сумме относительных атомных масс элементов, входящих в состав молекулы*.

Контрольные вопросы

1. Что называется абсолютной молекулярной массой?
2. Что называется относительной молекулярной массой?
3. Что показывает относительная молекулярная масса?
4. Чему равна относительная молекулярная масса?

Задания для самостоятельной работы

1. Рассчитайте относительные молекулярные массы веществ:

а) H_2SO_4; в) $ZnCl_2$; д) $Ca_3(PO_4)_2$; ж) H_3AsO_4;
б) $CaCO_3$; г) $Fe_2(SO_4)_3$; е) P_2O_5; з) $Al(OH)_3$.

1.4 Моль. Молярная масса

В химии для количественной характеристики веществ используют величины: масса **m** [г, кг, мг], объем **V** [л, мл, м^3], число частиц **N** (рис. 1.6). Но есть еще одна важная величина – количество вещества **ν** (**ν** – читаем «ню»). Иногда количество вещества обозначают n(X) (n – читаем «эн»), где X – формула частицы. Единицей измерения количества вещества является [моль].

Количество вещества *– это* ***число структурных частиц*** *(молекул, атомов, ионов и других)* ***данного вещества****.*
Моль – *количество вещества, которое* ***содержит столько частиц*** *(атомов, молекул, ионов),* ***сколько атомов содержится в углероде массой 12 г.***

Рассчитаем, сколько атомов углерода содержит 12 г углерода. Для этого разделим массу образца 12 г на массу одного атома углерода, равную $19{,}93\cdot10^{-24}$ г.

12 г/моль : $19{,}93\cdot10^{-24}$ г = $6{,}02\cdot10^{23}$ моль$^{-1}$.

Число **$6{,}02\cdot10^{23}$ моль$^{-1}$** называют ***постоянной Авогадро*** и обозначают **N_A**. Постоянная Авогадро N_A показывает число структурных частиц в 1 моль вещества.

Моль *– это количество вещества, которое* ***содержит $6{,}02\cdot10^{23}$*** *структурных* ***частиц*** *(атомов, молекул, ионов или других частиц).*



Рисунок 1.6 – Разнообразие единиц измерения

Например: 1 моль воды H_2O содержит $6{,}02\cdot10^{23}$ молекул воды; 1 моль молекул кислорода O_2 содержит

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода O_2; 1 моль ионов SO_4^{2-} содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ ионов SO_4^{2-}; 1 моль атомов углерода C содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов углерода; 1 моль молекул CO_2 содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул CO_2 (рис. 1.7б).

***Масса 1моль** (или **$6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул**) называется **молярной массой вещества, масса $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов – молярной массой элемента, масса $6{,}02 \cdot 10^{23}$ ионов – молярной массой ионов**.*

Например: масса 1 моль атомов углерода – это молярная масса атомов углерода, которую записывают так: M(C) = 12 г/моль; масса 1 моль молекул NaOH – это молярная масса молекул: M(NaOH) = 40г/моль; масса 1 моль атомов железа – это молярная масса атомов железа: M(Fe) = 56 г/моль (рис. 1.7а).

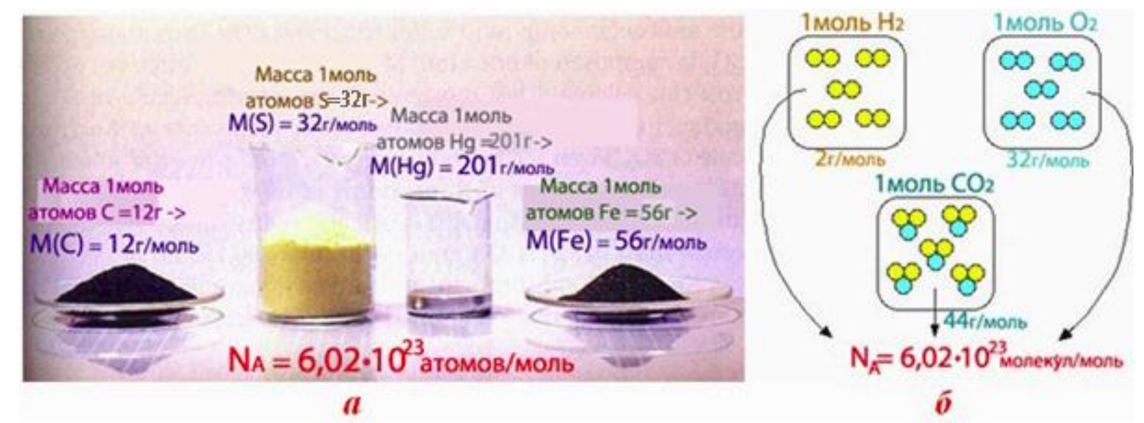


Рисунок 1.7 – Молярная масса атомов – это масса: а) одного моль ($6{,}02 \cdot 10^{23}$) атомов; б) одного моль ($6{,}02 \cdot 10^{23}$) молекул

Молярная масса** – это отношение **массы вещества m(X)** к **количеству вещества ν (X):

$$\boxed{M(X)=m(X)/\nu(X)}.$$

Масса вещества **m** измеряется в [кг] или [г] (килограммах или граммах), количество вещества ν – в [моль], а молярная масса вещества **M** – в [кг/моль], но чаще – в [г/моль].

Молярная масса атомов численно равна относительной атомной массе элемента, а молярная масса молекул – относительной молекулярной массе вещества (табл. 1.3).

Таблица 1.3 **–** Молярные массы некоторых веществ

Формула вещества	***Относительная атомная (A_r) или молекулярная (M_r) масса,*** *а.е.м.*	***Число частиц в 1 моль***	***Молярная масса (M),*** *г/моль*
Cu	64	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов	64
O_2	32	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул	32
H_2O	18	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул	18
H_2SO_4	98	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул	98
S	32	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов	32

***Количество вещества ν(X)** (или n(X)) можно рассчитать, если известны **масса m** вещества и его **молярная масса M**:*

$$\boxed{\nu(X)=m(X)/M(X)}.$$

Пример 1.1. Какое количество вещества содержится в 54 г воды?

Дано:	***Решение:***
$m(H_2O) = 54$ г	*1)* M(H) = 1 г/моль, M(O) = 16 г/моль, $M(H_2O) = 1\cdot 2 + 16 = 18$ г/моль;
$\nu(H_2O)$ – ?	*2)* $\nu(H_2O) = m(H_2O) / M(H_2O) = 54$ г/18 г/моль = 3 моль.

Ответ: вода массой 54 г содержит 3 моль вещества.

Массу m** вещества рассчитывают, если известны **количество вещества ν** и его **молярная масса M:

$$m(X) = \nu(X)\cdot M(X).$$

Пример 1.2. Определить массу 5 моль KI.

Дано:	***Решение:***
ν =5 моль	*1)* M(K) = 39 г/моль, M(I) = 127 г/моль, M(KI) = 39 + 127 = 166 г/моль;
m(KI) – ?	*2)* m(KI) = ν (KI)·M(KI) = 5 моль·166 г/моль = 830 г.

Ответ: масса 5 моль KI равна 830 г.

***Массу** одного **атома $m_A(X)$** или одной **молекулы $m_M(X)$** вещества можно рассчитать, разделив его **молярную массу M на число Авогадро N_A**:*

$$m_A(X) = M(X) / N_A, \qquad m_M(X) = M(X) / N_A.$$

Пример 1.3. Чему равна масса молекулы хлора Cl_2?

Дано:	***Решение:***
$N_A = 6{,}02\cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$	*1)* M(Cl) = 35,5 г/моль , $M(Cl_2) = 2\cdot 35{,}5 = 71$ г/моль;
$M_{молекулы}(Cl_2)$ – ?	*2)* $m_{молекулы}(Cl_2) = \frac{M(Cl_2)}{N_A} = \frac{71 г/моль}{6{,}02\cdot 10^{23} моль^{-1}} = 11{,}79\cdot 10^{-23}$ г.

Ответ: масса молекулы хлора равна $11{,}79 \cdot 10^{-23}$ г.

***Число (количество) структурных частиц N(X)** данного вещества рассчитывается по формуле*

$$N(X) = \nu(X)\cdot N_A.$$

Пример 1.4. Сколько молекул содержится в 0,3 моль азота?

Дано:	***Решение:***
$\nu(N_2) = 0{,}3$ моль	*1)* $N_A = 6{,}02\cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$;
$N(N_2)$ – ?	*2)* $N(N_2) = \nu(N_2)\cdot N_A = 0{,}3$ моль$\cdot 6{,}02\cdot 10^{23}$ моль$^{-1} = 1{,}8\cdot 10^{23}$ молекул.

Ответ: в 0,3 моль азота содержится $1{,}8 \cdot 10^{23}$ молекул.

Пример 1.5. Сколько атомов азота содержится в 0,3 моль азота?

Дано:	***Решение:***
$\nu(N_2) = 0{,}3$ моль	*1)* $N(N) = \nu(N) \cdot N_A$,
N(N) – ?	1 моль молекул N_2 содержит 2 моль атомов азота N, отсюда:
	2) $\nu(N) = 2\,\nu(N_2) = 2\cdot 0{,}3$ моль = 0,6 моль;
	3) $N(N) = 0{,}6$ моль$\cdot 6{,}02\cdot 10^{23}$ моль$^{-1} = 36{,}12\cdot 10^{22}$ атомов.

Ответ: в 0,3 моль азота содержится $36{,}12\cdot 10^{22}$ атомов азота.

Пример 1.6. Какая масса аммиака NH_3 содержит столько молекул, сколько их содержится в воде H_2O массой 54 г?

Дано:	***Решение:***
$m(H_2O) = 54$ г	*1)* $M(H_2O) = 18$ г/моль, $M(NH_3) = 17$ г/моль;
$\nu(NH_3) = \nu(H_2O)$	*2)* $\nu(H_2O) = m(H_2O) / M(H_2O) = 54$ г/18 г/моль = 3 моль;
$m(NH_3)$ – ?	*3)* $\nu(NH_3) = \nu(H_2O) = 3$ моль;
	4) $m(NH_3) = \nu(NH_3)\cdot M(NH_3) = 3$ моль·17 г/моль = 51 г.

Ответ: аммиак массой 51 г содержит столько молекул, сколько их содержится в воде массой 54 г.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
измерять	вимірювати	to measure	mesurer	يقيس
ион	йон, іон	ion	ion	أيون
моль	моль	mole	mole	مول
постоянная	стала	constant	constant	ثابت؛دائم؛مستمر
содержать	містити	to contain	contenir	يحتوي
формула химическая	формула хімічна	chemical formula	formule chimique	قانون؛
число	число	number	nombre	رقم ؛عدد

Обратите внимание!

1) что **содержит** *что*

Моль содержит *6,02 · 10^{23} частиц.*

2) **столько…, сколько**

Моль содержит столько частиц, сколько атомов содержится в углероде массой 12 г.

3) что **выражается** *в чем*

Молярная масса вещества выражается *в граммах на моль (г/моль).*

Контрольные вопросы

1. Что такое количество вещества?
2. В каких единицах выражают количество вещества?
3. Что такое моль?
4. Что показывает постоянная Авогадро?
5. Что называется молярной массой? В каких единицах выражают молярную массу?
6. Как рассчитывается: а) молярная масса; б) количество вещества; в) масса вещества; г) масса молекулы, атома; д) количество атомов, молекул?

Задания для самостоятельной работы

1. Рассчитайте молярные массы веществ: а) I_2; б) O_3; в) P_2O_5; г) HCl; д) Cl_2; е) H_3PO_4; ж) NH_4NO_3; з) $Mg(NO_3)_2$.
2. Какое количество вещества содержится: а) в серной кислоте H_2SO_4 массой 9,8 г; б) в KOH массой 11,2 г; в) в железе массой 0,56 г?
3. Рассчитайте массу: а) молекулярного водорода H_2 количеством вещества 2 моль; б) атомарного кислорода количеством вещества 3 моль; в) воды количеством вещества 0,3 моль.
4. Рассчитайте массу молекул: а) O_3; б) O_2; в) H_2SO_4.
5. Сколько молекул содержится: а) в аммиаке NH_3 массой 3,4 г; б) в водороде H_2 массой 4г; в) в серной кислоте H_2SO_4 массой 49 г?
6. Сколько атомов всех элементов содержится: а) в аммиаке NH_3 массой 3,4 г; б) в водороде H_2 массой 4 г; в) в серной кислоте H_2SO_4 массой 49 г?
7. Какая масса хлороводорода HCl содержит столько молекул, сколько их в воде массой 45 г?
8. Какая масса водорода H_2 содержит столько атомов, сколько их в сере S массой 6,4 г.

1.5 Химические формулы. Массовая доля вещества. Расчеты по химическим формулам

Состав вещества выражают с помощью химических формул (рис. 1.8).

Химическая формула** – это условная **запись состава вещества с помощью химических символов и** (если нужно) **индексов.

Например, запись $5H_2O$ (читаем: «пять-аш-два-о») обозначает: пять молекул воды, каждая из которых состоит из двух атомов H и одного атома O (рис. 1.8).

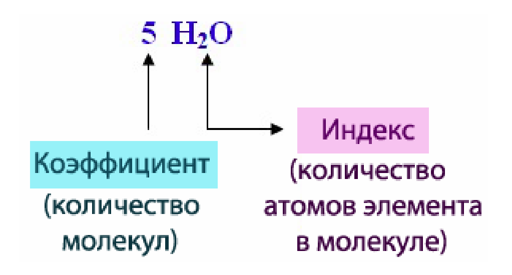


Рисунок 1.8 – Химическая формула

Химическая формула показывает:

1. Качественный состав (из атомов каких элементов состоит вещество).

2. Количественный состав (сколько атомов каждого элемента входит в состав молекулы).

3. Одну молекулу вещества.

Например, формула H_2SO_4 (аш-два-эс-о-четыре) показывает:

1) молекула серной кислоты состоит из атомов водорода, серы и кислорода;

2) молекула содержит два атома водорода, один атом серы и четыре атома кислорода;

3) одну молекулу серной кислоты;

4) H_2SO_4 – это сложное вещество, потому что состоит из атомов разных химических элементов.

Формула O_3 (о-три) показывает:

1) молекула озона состоит из атомов кислорода;

2) в состав молекулы входят три атома кислорода;

3) одну молекулу озона;

4) O_3 – это простое вещество, потому что состоит из атомов одного элемента.

*По **химической формуле** можно **вычислить***:

- относительную молекулярную массу вещества;
- массовую долю каждого элемента в веществе (в долях единицы или в процентах).

***Массовая доля вещества** – это отношение **массы** данного **вещества** в системе к общей **массе всей системы**:*

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{общ.}},$$

где ω(X) (ω – читаем «омега») – массовая доля вещества X; m(X) – масса вещества X; m – общая масса всей системы.

***Массовая доля элемента** – это отношение **суммарной атомной массы элемента** к **относительной молекулярной массе**:*

$$\omega = \frac{A_r \cdot n}{M_r},$$

для вещества B_xD_y $\quad \omega(B) = \frac{x \cdot A_r(B)}{M_r(B_xD_y)}$ и $\omega(D) = \frac{y \cdot A_r(D)}{M_r(B_xD_y)}$,

где *x* и *y* – число атомов элементов *B* и *D*; A_r – относительные атомные массы элементов *B* и *D*; M_r – относительная молекулярная масса вещества $\boldsymbol{B_xD_y}$. Массовая доля выражается в долях единицы или в процентах.

Пример 1.7. Вычислите относительную молекулярную массу карбоната кальция $CaCO_3$. Определите массовую долю каждого элемента в $CaCO_3$.

Дано:
$CaCO_3$
$M_r(CaCO_3)$ = ?

ω(Ca) – ?
ω(C) – ?
ω(O) – ?

Решение:
1) $A_r(Ca) = 40$, $A_r(O) = 16$, $A_r(C) = 12$.
2) $M_r(CaCO_3) = 40 + 12 + 3\cdot16 = 100$;

3) $\omega = \dfrac{Ar\cdot n}{Mr}$; $\omega(Ca) = \dfrac{Ar(Ca)}{Mr(CaCO_3)} = \dfrac{40}{100} = 0,4,$ или 40%;

4) $\omega(C) = \dfrac{Ar(C)}{Mr(CaCO_3)} = \dfrac{12}{100} = 0,12,$ или 2%;

5) $\omega(O) = \dfrac{Ar(O)\cdot3}{Mr(CaCO_3)} = \dfrac{16\cdot3}{100} = 0,48,$ или 48%.

Ответ: $M_r(CaCO_3) = 100$; массовая доля кальция 0,4; углерода – 0,12; кислорода – 0,48.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
доля	частка	part, portion	part, partie	جزء
индекс	індекс	index		مؤشر
качественный	якісний	qualitative	qualificatif	نوعي؛ذو علاقة بالنوع
количественный	кількісний	quantitative	quantitatif	كمي؛مقداري
коэффициент	коефіцієнт	coefficient	coefficient	معامل
массовый	масовий	mass	masse	كتلي
процентный	відсотковий	percentage	pourcentage	نسبة مئوية

Обратите внимание!

1) ***что*** **выражают (изображают)** ***с помощью чего***
Состав вещества изображают с помощью *химических формул*.
2) ***что*** **показывает** ***что***
Химическая формула показывает *состав молекулы*.
3) ***что*** **содержит** ***что***
Молекула содержит *два атома водорода, один атом серы и четыре атома кислорода.*
4) **в состав** ***чего*** **входит** ***что***
В состав *молекулы* входят *три атома кислорода.*
5) ***по чему (дательный падеж)*** **можно + инфинитив +** ***что***
По химической формуле можно вычислить *относительную молекулярную массу.*

Контрольные вопросы

1. Что называется химической формулой?
2. Что показывает: а) химическая формула; б) индекс; в) коэффициент?
3. Что такое массовая доля?

Задания для самостоятельной работы

1. Напишите формулы:
а) натрий – два – о;
б) калий – два – эс;
в) аш – эн – о – три;
г) аш – два – эс – о – четыре;
д) алюминий – два – эс – о – четыре – трижды;
е) ферум – о – аш – трижды;
ж) цинк – о – аш – дважды;
з) марганец – о.

2. Прочитайте и запишите название формул:

P_2O_5;	$Al_2(SO_4)_3$;	$PbCl_2$;	N_2O_5;	NaCl;
NaCl;	KOH;	H_3PO_4;	$HClO_4$;	$Ca(OH)_2$;
$BaSO_4$;	HNO_3;	$MnBr_2$;	$NaClO_4$;	$(NH_4)_2CO_3$.

3. Напишите формулы веществ, в которых содержится: а) один атом серы и три атома кислорода; б) два атома натрия и один атом серы; в) два атома водорода, один атом серы и три атома кислорода; г) один атом свинца, два атома азота и шесть атомов кислорода; д) один атом кальция и два атома хлора.
4. Обозначьте химическими символами или формулами: а) два атома серы; б) три атома азота; в) семь молекул воды; г) один атом хлора; д) пять атомов меди; е) три молекулы серной кислоты.
5. Вычислите относительные молекулярные массы веществ:
   а) H_3AsO_4; б) $MgCl_2$; в) $Fe_2(SO_4)_3$; г) Al_2O_3; д) $Ca_3(PO_4)_2$. Определите массовую долю каждого элемента в этих веществах.
6. Рассчитайте массовые доли элементов в соединениях:
   а) $K_2Cr_2O_7$; б) $Cu(NO_3)_2$; в) $Al_2(SO_4)_3$; г) $MgH_2P_2O_7$; д) $(NH_4)_2CO_3$.

1.6 Составление химических формул. Валентность

Валентность *– это* ***способность атома*** *данного элемента* ***присоединять определенное число атомов других элементов****.*

Валентность показывает, ***сколько химических связей*** может образовать атом элемента.

Некоторые элементы имеют ***постоянную валентность***, например:

- *одновалентные*: H, Li, Na, K, Cs, F;
- *двухвалентные*: O, Ca, Mg, Ba, Sr, Zn;
- *трехвалентные*: Al, B.

Большинство элементов имеет ***переменную валентность***. Например, железо может иметь валентность два (в веществе FeO) и три (в веществе Fe_2O_3). Сера имеет валентность два в соединениях с водородом H_2S и с металлами Na_2S, валентности четыре и шесть – в соединениях с кислородом: SO_2, SO_3.

Валентность записывают римскими цифрами *над* химическими символами элементов:

$$\overset{I}{K_2}\overset{II}{O},\qquad \overset{II}{Cu}\overset{II}{S},\qquad \overset{I}{H_3}\overset{V}{P}\overset{II}{O_4}.$$

Валентность элементов можно определить по формуле вещества. Составить формулу вещества можно по валентности элементов. Для этого используют такое правило:

В молекуле бинарного соединения произведение валентности на число атомов одного элемента равно произведению валентности на число атомов другого элемента*.*

Для бинарного соединения $\overset{m}{A}_x\overset{n}{B}_y$, где A и B – химические элементы; x и y – индексы, которые соответственно равны числу атомов элементов A и B в молекуле; m и n – валентности элементов A и B соответственно, справедливо равенство:

$$\boxed{x\cdot m = y\cdot n} \quad \text{или} \quad \boxed{\frac{m}{n}=\frac{y}{x}}.$$

Пример 1.8. Определите валентность хрома в его оксидах: а) CrO; б) Cr_2O_3; в) CrO_3.

Решение. Для нахождения валентности хрома в каждом оксиде (Cr_xO_y) используем равенство $\boxed{x\cdot m = y\cdot n}$ и постоянную валентность кислорода n = 2.

а) В CrO нет индексов, поэтому x = y = 1. Валентность кислорода n = 2. Подставим эти значения в равенство $1\cdot m = 1\cdot 2$, отсюда $m = 1\cdot 2/1 = 2$.

Следовательно, валентность хрома m = 2. $\overset{II}{Cr}\overset{II}{O}$.
б) Для оксида Cr_2O_3 индексы и валентность кислорода равны: x = 2, y = 3, n = 2, поэтому 2·m = 3·2, откуда m = 3·2/2 =3. Валентность хрома равна трем: $\overset{III}{Cr_2}\overset{II}{O_3}$.
в) Для оксида CrO_3 индексы и валентность кислорода равны: x = 1, y = 3, n = 2, поэтому 1·m = 3·2, откуда m = 3·2/1 = 6. Валентность хрома равна шести: $\overset{VI}{Cr}\overset{II}{O_3}$.

Пример 1.9. Составить формулы: а) оксида азота (V); б) оксида азота (IV).
Решение. а) Запишем условную формулу оксида с указанием валентностей элементов:
$\overset{V}{N}_x\overset{II}{O}_Y$, m = 5, n = 2, 5x = 2y, отсюда x : y = 2 : 5.
Формула оксида азота (V) N_2O_5.
б) $\overset{IV}{N}_x\overset{II}{O}_Y$, m = 4, n = 2, 4x = 2y, отсюда x : y = n : m = 2 : 4 = 1 : 2.
Формула оксида азота (IV) NO_2.

Пример 1.10. Составить формулу соединения $K_xMn_yO_z$, учитывая, что валентность марганца равна VII.
Решение. Для опредения величин x, y и z используем правило: в соединении типа $K_xMn_yO_z$ суммарная валентность элементов K и Mn равна суммарной валентности всех атомов O. Валентности элементов K и O постоянны (соответственно I и II), поэтому получим уравнение
I·x+VII·y=II·z.
Далее используем метод подбора. Подставим в уравнение минимальные значения индексов x и y (x = y = 1). Тогда 1·1 +VII·1 = 8. Этому же равна и правая часть уравнения: II·z = 8, откуда z = 4.
Формула заданного соединения имеет вид $KMnO_4$.

Ключевые слова и термины

Русский	**Украинский**	**Английский**	**Французский**	**Арабский**
валентность	валентність	valence	valence	تكافؤ
переменная	змінна	variable	grandeur variable	المتغير
постоянная	стала	constant	constant	ثابت؛دائم؛مستمر
химическая связь	хімічний зв’язок	chemical bond	liaison chimique	رابطة كميائية

Обратите внимание!
1) **определить что *как* (по чему)**
Определить валентность элемента по формуле его соединения.
2) **произведение *чего на что***
Произведение *валентности на число атомов.*

Контрольные вопросы
1. Что такое валентность?
2. Что показывает валентность?
3. Какие одновалентные, двухвалентные, трехвалентные элементы вы знаете?
4. Какие элементы имеют переменную валентность?

Задания для самостоятельной работы
1. Определите валентность элементов в соединениях: N_2O_3, NH_3, As_2O_3, HCl, CH_4, H_2S, $BaBr_2$, PH_3, Fe_2O_3, Al_2S_3, Mn_2O_7.
2. Напишите формулы соединений: а) углерода (IV) с хлором (I); б) цинка (II) с кислородом; в) марганца (III) с кислородом; г) свинца (II) с хлором (I); д) фосфора (V) с кислородом.
3. Составьте формулы оксидов азота, в которых валентность азота равна:
а) I; б) II; в) III; г) IV; д) V.

Раздел 2 ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

Химия, как и любая другая наука, базируется на множестве законов. Часть из них определяет количественные соотношения атомов разных элементов в соединениях и количественные соотношения веществ в химических реакциях. Эти законы называются ***стехиометрическими***.

2.1 Закон постоянства состава

Очень важным стехиометрическим законом является ***закон постоянства состава***:

Каждое чистое вещество имеет постоянный состав, который не зависит от способа его получения.

Например, оксид углерода (IV) можно получить разными способами:

$$C + O_2 = CO_2,$$
$$2CO + O_2 = 2CO_2,$$
$$CaCO_3 = CaO + CO_2,$$
$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2.$$

Независимо от способа получения в оксиде углерода (IV) CO_2 всегда содержится 27,27% C и 72,73% O.

Закон постоянства состава справедлив только для ***веществ с молекулярной*** *или* ***атомной структурой****, а также* ***для чистых металлов.*** Такие вещества с постоянным составом называются ***дальтонидами*** (рис. 2.1).

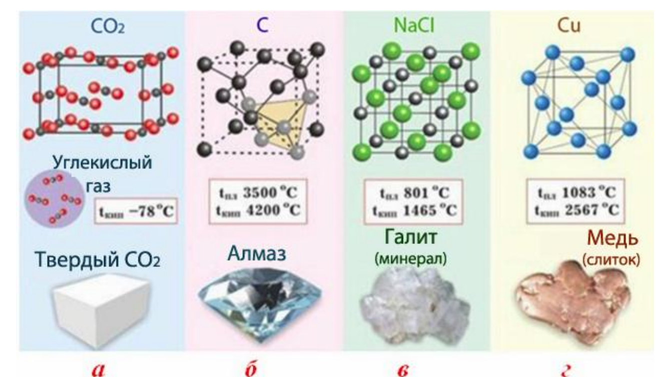


Рисунок 2.1 – Дальтониды (а, б, г) и бертоллиды (в)

Вещества с ***немолекулярной*** *кристаллической* ***структурой*** имеют **переменный состав**, который зависит от способа их получения, и не подчиняются закону постоянства состава. Такие вещества называются ***бертоллидами*** (рис. 2.1).

Например, оксид ванадия (II) в зависимости от условий получения может иметь состав от $VO_{0,9}$ до $VO_{1,3}$.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
зависеть (от)	залежати	to depend	dependre	تعتمد ، يعتمد
закон	закон	law	loi	قانون
подчиняться закону	підлягати закону	to take (down) law, according to the law		الانصياع للقانون
получение	одержання	obtaining, production	prodiction, obtention, preparatifs	حصول؛استلام ؛تسلم
способ	спосіб	method, way	moyen, mode	طريقة

Обратите внимание!

Что зависит (не зависит) ***от чего***

Состав вещества не зависит *от способа его получения.*

Контрольные вопросы

1. Сформулируйте закон постоянства состава.
2. Какие вещества называются: а) дальтонидами; б) бертоллидами?

2.2 Закон эквивалентов

Вещества взаимодействуют между собой в эквивалентных, строго определенных количественных соотношениях.

***Эквивалентом** называется условная или реальная **частичка вещества**, которая может замещать, отдавать, присоединять или другим способом **взаимодействовать с одним атомом Н (или ионом H^+)**.*

Например, эквивалентом фосфорной кислоты является условная частичка – $1/3H_3PO_4$ (одна третья часть молекулы H_3PO_4). Но эквиваленты веществ могут быть разными: они зависят от особенностей реакции. Фосфорная кислота может иметь разные эквиваленты, потому что может вступать в разные химические реакции:

$$H_3PO_4 + 3KOH \rightarrow K_3PO_4 + 3H_2O, \quad (1)$$

$$H_3PO_4 + 2KOH \rightarrow K_2HPO_4 + 2H_2O, \quad (2)$$

$$H_3PO_4 + KOH \rightarrow KH_2PO_4 + H_2O. \quad (3)$$

Видно, что в реакции (1) эквивалент фосфорной кислоты равен $1/3H_3PO_4$, в реакции (2) – $1/2H_3PO_4$, а в реакции (3) – $1H_3PO_4$.

Эквиваленты элементов тоже могут быть разными, потому что они зависят от валентности элемента в веществе. Например, эквивалент серы S в сероводороде равен $1/2H_2S$, а персульфиде – $1H_2S_2$.

Понятие «*эквивалент*» легко представить графически, если выделить из условной молекулы часть, которая соответствует атому водорода (рис. 2.2)

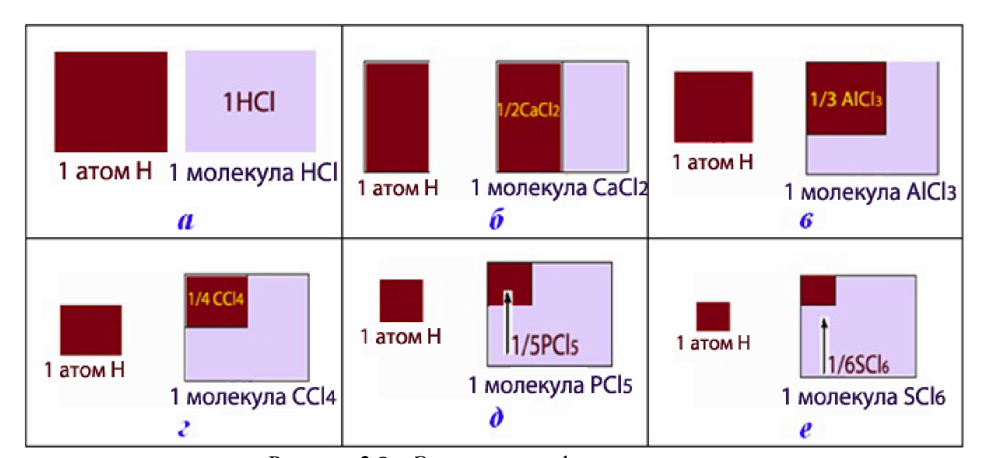


Рисунок 2.2 – Эквивалент и фактор эквивалентности:
а) $f_Э(H) = 1$; б) $f_Э(CaCl_2) = 1/2$; в) $f_Э(AlCl_3) = 1/3$; г) $f_Э(CCl_4) = 1/4$; д) $f_Э(PCl_5) = 1/5$; е) $f_Э(SCl_6) = 1/6$

*Число, которое показывает, какая часть молекулы или другой частицы соответствует эквиваленту, называется **фактором эквивалентности** и обозначается $f_э$.*

Фактор эквивалентности может иметь значения в пределах $0 < f_э < 1$. Правила расчетов фактора эквивалентности приведены в табл. 2.1.

Таблица 2.1 – Расчеты фактора эквивалентности

Частичка	***Фактор эквивалентности***	***Пример***
Элемент	$f_э = 1/В$, где В – валентность элемента	$f_э$(P в P_2O_5) = 1/5; $f_э$(C в CH_4) = 1/4
Простое вещество	$f_э = 1/ ч·В$, где В – валентность элемента; *ч* – число атомов элемента (индекс в химической формуле)	$f_э(H_2)$ = 1/(2·1) = 1/2; $f_э(O_2)$ = 1/(2·2) = = 1/4; $f_э(Cl_2)$ = 1/(2·1) = 1/2; $f_э(O_3)$ = 1/(3·2) = = 1/6
Оксид	$f_э = 1/ ч·В$, где В – валентность элемента; *ч* – число атомов элемента (индекс в химической формуле)	$f_э(Cr_2O_3)$=1/(2·3)=1/6; $f_э$(CrO) =1/(1·2)=1/2; $f_э(H_2O)$ =1/(2·1)= 1/2; $f_э(P_2O_5)$=1/(2·5)=1/10
Кислота	$f_э = 1/ч(H^+)$, где $ч(H^+)$ – число атомов Н, которые замещаются в реакции (основность кислоты)	$f_э(H_2SO_4)$ = 1/1 = 1 (если основность в реакции равна 1) или $f_э(H_2SO_4)$ = ½ (если основность 2)
Основание	$f_э = 1/ ч(OH^-)$, где $ч(OH^-)$ – число гидроксильных групп OH^-, которые замещаются в реакции (кислотность основания)	$f_э(Cu(OH)_2)$ = 1/1= 1 (если кислотность в реакции равна 1) или $f_э(Cu(OH)_2)$ = ½ (если кислотность 2)
Соль	$f_э = 1/ ч(Me)·В(Me) = 1/ ч(An)·В(An)$, где *ч*(Me) – число атомов металла, которые замещаются в реакции; В(Me) – валентность металла; *ч*(An) – количество замещенных кислотных остатков;·В(An) – валентность кислотного остатка (или его заряд по абсолютной величине)	$f_э(Cr_2(SO_4)_3)$=1/(2·3)=1/6 (расчет по металлу) или $f_э(Cr_2(SO_4)_3)$=1/(3·2)=1/6 (расчет по кислотному остатку)
Ион	$f_э = 1/\|z\|(OH^-)$, где |z| – заряд иона по абсолютной величине	$f_э(SO_4^{2-})$ = 1/2; $f_э(TiO_2^{2+})$ = 1/2

Для характеристики эквивалента используют величины:

- ***эквивалентная масса $m_{экв}$*** (более точное название $m_{экв}$ – ***молярная масса эквивалента***);
- ***количество эквивалентов $n_{экв}$.***

Эквивалентная масса элемента *(или молярная масса эквивалента) – это* ***масса одного моль*** *($6{,}02·10^{23}$) эквивалентов.*

Эквивалентная масса $m_{экв}$ определяется *отношением молярной массы к валентности* элемента или *произведением молярной массы на фактор эквивалентности*:

$$m_{экв} = M(X) / B,$$

$$m_{экв} = f_э·M(X),$$

где $m_{экв}(X)$ – эквивалентная масса элемента; **В** – валентность элемента, **M(X)** – молярная масса элемента; $f_э(X)$ – фактор эквивалентности.

Для веществ в газообразном состоянии удобнее пользоваться понятием ***эквивалентный объем*** $V_{экв}$ (точнее – ***молярный объем эквивалента***), который рассчитывают по формуле

$$V_{экв.газа} = V_M / ч·В,$$

где V_M – молярный объем газа (при н.у. V_M=22,4 л/моль); ч – число атомов элемента; В – валентность. Например:

$V_{экв}(H_2)$ = 22,4 /2·1 = 11,2 л/моль, $V_{экв}(O_2)$ = 22,4 /2·2 = 5,6 л/моль,
$V_{экв}(NH_3)$ = 22,4 /1·3 = 7,5 л/моль, $V_{экв}(CO_2)$ = 22,4 /1·2 = 5,6 л/моль.

Количество эквивалентов $n_{экв}$ – это число эквивалентов, которое определяется ***отношением массы вещества к молярной массе*** или ***отношением объема газа к молярному объему***:

$$n_{экв} = m_{вещества}/m_{экв},$$

$$n_{экв} = V_{газа}/V_{экв.газа}.$$

Молярная масса эквивалента **$m_{экв}$** (эквивалентная масса) имеет размерность [г/моль], молярный объем эквивалента газа $V_{экв.газа}$ – [л/моль], а количество эквивалентов **$n_{экв}$** – [моль], (иногда [моль-экв]).

> ***1 Моль эквивалентов** – это такое **количество вещества**, которое **взаимодействует без остатка с 1 моль эквивалентов атомов H** или в общем случае – с 1 моль любого вещества. 1 моль эквивалентов содержит $6{,}02\cdot10^{23}$ эквивалентов вещества.*

Пример 2.1. Определите фактор эквивалентности и эквивалентную массу азота N в таких соединениях: а) NH_3; б) NO_2; в) N_2O_5; г) N_2O.

Решение

а) NH_3: $f_Э(N) = 1/3$; $m_{экв}(N)= M(N)/B(N) = 14/3 = 4{,}3$ г/моль;
б) NO_2: $f_Э(N) = 1/4$; $m_{экв}(N)= M(N)/B(N) = 14/4 = 3{,}5$ г/моль;
в) N_2O_5: $f_Э(N) = 1/5$; $m_{экв}(N)= M(N)/B(N) = 14/5 = 3{,}8$ г/моль;
г) N_2O: $f_Э(N) = 1$; $m_{экв}(N)= M(N)/B(N) = 14/1 = 14$ г/моль.

Для расчета эквивалентной массы сложного вещества существуют определенные ***правила***.

1. *Эквивалентная масса оксида* равна отношению его молярной массы **M** к произведению валентности элемента **B** на число атомов элемента **ч**:

$$m_{экв.оксида} = \frac{M_{оксида}}{B(X)\cdot ч},$$

например: $m_{экв}(P_2O_5) = M(P_2O_5) / 2\cdot5 = 142/10 = 14{,}2$ г/моль.

2. *Эквивалентная масса кислоты равна отношению ее молярной массы M к основности* – количеству атомов H, которые замещаются атомами металла:

$$\mathbf{m_{экв.кислоты} = M(кислоты) / основность},$$

например: $m_{экв}(H_2CO_3) = 62/2 = 31$ г/моль.

3. *Эквивалентная масса основания равна отношению его молярной массы M к кислотности*:

$$\mathbf{m_{экв.основания} = M(основания) / кислотность},$$

например: $m_{экв}(Fe(OH)_3) = 107/3 = 35{,}7$ г/моль.

Нужно помнить, что *кислотность* основания определяется количеством гидроксильных групп OH, которые могут замещаться кислотным остатком. Так, NaOH, KOH, LiOH – однокислотные, $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Cu(OH)_2$ – двухкислотные, $Ni(OH)_3$, $Bi(OH)_3$, $Fe(OH)_3$ – трехкислотные основания.

4. *Эквивалентная масса соли* равна отношению ее молярной массы **M** к произведению валентности **B** металла на количество его атомов **ч**:

$$\mathbf{m_{экв.соли} = M(соли) / B(Me)\cdot ч},$$

например: $m_{экв}(Cr_2(SO_4)_3) = 392/3\cdot2 = 65{,}3$ г/моль.

5. *Эквивалентная масса иона* равна отношению его молярной массы **M** к абсолютной величине заряда z:

$$\mathbf{m_{экв.иона} = M(иона) / |z|},$$

например, эквивалентные массы ионов VO^{3+} и SO_4^{2-} равны:
$m_{экв}(VO^{3+}) = 68/|+3| = 22{,}7$ г/моль,
$m_{екв}(SO_4^{2-}) = 96/|-2| = 48$ г/моль.

6. *Эквивалентная масса бинарного соединения* любого элемента с водородом равна отношению молярной массы этого соединения к валентности элемента:

$$\mathbf{m_{экв}(XH_n) = M(XH_n) / n(X)},$$

где $M(XH_n)$ – молярная масса бинарного соединения XH_n; n(X) – валентность элемента, которая равна количеству его атомов в молекуле, например:

$$m_{экв}(SiH_4) = 32 / 4 = 8 \text{ г/моль}.$$

7. *Эквивалентная масса сложного вещества* равна сумме эквивалентных масс составных частей этого вещества, например:

- эквивалентная масса оксида

$$m_{экв.\ оксида} = m_{экв.элемента} + m_{экв.кислорода},$$
$$m_{экв}(Na_2O) = m_{экв}(Na) + m_{экв}(O) = 23 + 16/2 = 31 \text{ г/моль};$$

- эквивалентная масса основания:

$$m_{экв.основания} = m_{экв}(Me) + m_{экв}(OH^-),$$
$$m_{экв}(Ba(OH)_2) = m_{экв}(Ba^{2+}) + m_{экв}(OH^-) = 137/2 + 17 = 85{,}5 \text{ г/моль};$$

- эквивалентная масса кислоты

$$m_{экв.кислоты} = m_{экв}(H^+) + m_{экв.кислотного\ остатка},$$
$$m_{экв}(H_2SO_4) = m_{экв}(H^+) + m_{экв}(SO_4^{2-}) = 1 + 96/|-2| = 49 \text{ г/моль};$$

- эквивалентная масса соли

$$m_{экв.соли} = m_{экв}(Me) + m_{экв.кислотного\ остатка},$$
$$m_{экв}(K_2CO_3) = m_{экв}(K^+) + m_{экв}(CO_3^{2-}) = 39 + 60/2 = 69 \text{ г/моль}.$$

Эквивалентная масса так же, как и фактор эквивалентности, может изменяться в зависимости от того, в какую реакцию вступает вещество. Например, гидроксид алюминия $Al(OH)_3$ в реакциях с хлороводородной кислотой может иметь разные значения $f_э$ и $m_{экв}$:

$Al(OH)_3 + HCl = Al(OH)_2Cl + H_2O$, (1)

$f_э(Al(OH)_3) = 1$, $m_{экв}(Al(OH)_3) = M/1 = 78/1 = 78$ г/моль;

$Al(OH)_3 + 2HCl = AlOHCl_2 + 2H_2O$, (2)

$f_э(Al(OH)_3) = ½$, $m_{экв}(Al(OH)_3) = M/2 = 78/1 = 39$ г/моль;

$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$, (3)

$f_э(Al(OH)_3) = 1/3$, $m_{экв}(Al(OH)_3) = M/3 = 78/3 = 26$ г/моль.

Закон эквивалентов:
вещества взаимодействуют между собой в количествах, пропорциональных их химическим эквивалентам.

Отсюда следует, что для любых веществ в реакции (реагентов и/или продуктов) справедливо равенство

$$\mathbf{n_{екв1} = n_{екв2}}.$$

Подставляя вместо $\mathbf{n_{екв}}$ их значения, получим еще одно выражение закона эквивалентов:

$$\mathbf{m_{вещества1}/m_{экв1} = m_{вещества2}/m_{экв2}},$$

или на основании правила пропорций

$$\mathbf{m_{экв1}/m_{экв2} = m_{вещества1}/m_{вещества2}}.$$

Если одно или *оба вещества находятся в газообразном состоянии, то пользуются таким уравнением закона эквивалентов*:

$$\mathbf{m_{вещества1}/m_{экв1} = V_{газа2}/V_{экв.газа2}},$$
$$\mathbf{V_{газа1}/V_{экв.газа1} = V_{газа2}/V_{экв.газа2}}.$$

Пример 2.2. Из оксида двухвалентного металла массой 0,54 г получено 1,26 г нитрата этого металла. Определите металл, рассчитайте эквивалентные массы оксида и нитрата.

Дано:	***Решение:***
$m(MeO) = 0{,}54$г	Обозначим двухвалентный металл символом Me,
$m(Me(NO_3)_2) = 1{,}26$г	тогда формулы оксида и нитрата будут:
B(Me) = 2	MeO и $Me(NO_3)_2$.
$m_{экв}(MeO)$ – ?	По закону эквивалентов запишем равенство:
$m_{экв}(Me(NO_3)_2)$ – ?	$\dfrac{m(MeO)}{m_{экв}(MeO)} = \dfrac{m(Me(NO_3)_2)}{m_{экв}(Me(NO_3)_2)}$.
Me – ?	

Но эквивалентная масса сложного веществ равна сумме эквивалентных масс составных частей:
$m_{экв}(MeO) = m_{экв}(Me) + m_{экв}(O) = m_{экв}(Me) + 8$,
$m_{экв}(Me(NO_3)_2) = m_{экв}(Me) + m_{экв}(NO_3^-) = m_{экв}(Me) + 62$.
Подставляем полученные равенства и заданные массы MeO и $Me(NO_3)_2$ в выражение закона эквивалентов:

$$\frac{0,54\ г}{m_{экв}(Me)+8m_{экв}} = \frac{1,26}{m_{экв}(Me)+62}.$$

Перемножаем средние и крайние члены пропорций:

$$1,26\cdot(m_{экв}(Me) + 8\ m_{экв}) = 0,54\cdot(m_{экв}(Me) + 62).$$

Решение этого уравнения дает ответ: $m_{экв}(Me) = 32,5$ г/моль.
Рассчитаем молярную массу металла: $M(X) = m_{экв}\cdot B = 32,5\cdot 2 = 65$ г/моль.
Но молярная масса элемента численно равна относительной атомной массе этого элемента, поэтому $A_r(X)=65$ а.е.м. По величине A_r в периодической системе элементов определяем металл: это цинк $A_r(Zn)=65$.
Эквивалентные массы оксида и нитрата цинка:
$m_{экв}(ZnO) = m_{экв}(Zn) + m_{экв}(O) = 32,5 + 8 = 40,5$ г/моль,
$m_{экв}(Zn(NO_3)_2) = m_{экв}(Zn) + m_{экв}(NO_3^-) = 32,5 + 62 = 97,5$ г/моль.

Ответ: металл – цинк, эквивалентные массы соединений:
$m_{экв}(ZnO) = 40,5$г/моль, $m_{экв}(Zn(NO_3)_2) = 97,5$ г/моль.

Пример 2.3. При взаимодействии 1,215 г двухвалентного металла с серной кислотой выделилось 1,12 л водорода (н.у.). Рассчитайте молярную массу эквивалента металла и назовите его.

Дано:
m(Me) = 1,215г
$V(H_2)$=1,12л (н.у.)
B(Me) =2

$m_{экв}(Me)$ – ? Me – ?

Решение:
Запишем выражение закона эквивалентов:

$$\frac{m(Me)}{m_{экв}(Me)} = \frac{V(H_2)}{V_{экв}(H_2)},$$

откуда находим эквивалентную массу металла:

$$m_{экв}(Me) = \frac{m(Me)\cdot V_{экв}(H_2)}{V(H_2)} = \frac{1,215г\cdot 11,2\ л/моль}{1,12л} = 12,15\ г/моль.$$

Рассчитаем молярную массу металла:
$M(Me) = m_{экв}(Me)\cdot B = 12,15\cdot 2 = 22,3$ г/моль.

Молярная масса металла численно совпадает с относительной атомной массой, поэтому ищем в периодической таблице элементов металл с A_r=24,3. Это магний Mg.

Ответ: металл – Mg, эквивалентная масса металла $m_{экв}(Mg)$=12,15 г/моль.

Ключевые слова и термины

Русский	**Украинский**	**Английский**	**Французский**	**Арабский**
(в) пределах	(у) межах	within, within the limits	au sein de	في غضون
бинарный	бінарний	binary, binomial	binaire	ثنائي
зависимость	залежність	relation, dependence	dependance	علاقة
кислотность основания	кислотність основи	acidity of base	acidite de base	حموضة
оксид	оксид	oxide	oxide	اوكسيد
определенный	певний	certain, definite		
основание	основа	base	base	قاعدة
основность кислоты	основність кислоти	basicity of acid	basite de acide	القاعدية
остаток	залишок	residuum, remainder, rest	rédidus	توازن
отношение	відношення	relation, ratio	rélation	علاقة

реальный	реальний	real, practical	réel	حقيقي
совпадать	збігатися	coincide (with), be congruent	correspondre	تطابق
соответствовать	відповідати	correspond (to/with)	correspondre	مطابقة
соотношение	співвідношення	correlation	corrélation	نسبة
условный	умовний	conditional	conditionnel	مشروط
эквивалент	еквівалент	equivalent	equivalence	مكافئ
эквивалентная масса	еквівалентна маса	Equivalent weight	masse équivalente	الكتلة المكافئة

Обратите внимание!

*1) **что*** **определяет** ***что***

Число гидроксильных групп в молекуле основания определяет *его кислотность.*

*2) **что*** **изменяется в зависимости** ***от чего***

Эквивалент может изменяться в зависимости *от того, в какую реакцию вступает вещество.*

Контрольные вопросы

1. Сформулируйте закон эквивалентов.

2. Что такое: а) эквивалент; б) фактор эквивалентности; в) эквивалентная масса?

Задания для самостоятельной работы

1. Рассчитайте фактор эквивалентности и эквивалентные массы марганца в таких соединениях: MnO, M_2O_3, MnO_2, Mn_2O_7, MnO_3.

2. Рассчитайте фактор эквивалентности и эквивалентные массы сложных соединений:
а) CrO_3, $Cr_2(SO_4)_3$, $Cr(OH)_3$, Cr_2O_3, $Cr(NO_3)_2$,
б) NO, NO_2, HNO_3, $Fe(NO_3)_3$,
в) Fe_2O_3, FeO, $Fe(OH)_3$, $FeSO_4$.

3. Расставьте коэффициенты и рассчитайте фактор эквивалентности и эквивалентные массы мышьяковой кислоты H_3AsO_4 в реакциях:
а) $H_3AsO_4 + KOH \rightarrow K_3AsO_4 + H_2O$;
б) $H_3AsO_4 + KOH \rightarrow K_2HAsO_4 + H_2O$;
в) $H_3AsO_4 + KOH \rightarrow KH_2AsO_4 + H_2O$.

4. Расставьте коэффициенты и согласно закону эквивалентов рассчитайте объемы газов по заданным массам реагентов:
а) $Fe + HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$, m(Fe) = 2,8 г;
б) $Na_2S + HCl \rightarrow NaCl + H_2S\uparrow$, $m(Na_2S)$ = 7,8 г;
в) $(CuOH)_2CO_3 + HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$, $m((CuOH)_2CO_3)$ = 1,11 г;
г) $(NH_4)_3PO_4 + NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + H_2O + NH_3\uparrow$, $m((NH_4)_3PO_4)$ = 7,45 г;
д) $HgO \rightarrow Hg + O_2\uparrow$, m(HgO) = 2,17 г.

2.3 Закон сохранения массы

При химических реакциях атомы не исчезают и не возникают из ничего, общее число атомов не изменяется. Масса каждого элемента до и после реакции остается постоянной.

***Закон сохранения массы*:**
***общая масса веществ**, которые **вступают** в химическую **реакцию**, **равна общей массе веществ**, которые **образуются** в **результате** реакции**.*

Например, при взаимодействии водорода с кислородом образуется вода (рис. 2.3):

$O_2 + 2H_2 \longrightarrow 2H_2O$

$$\begin{array}{ccccc} O_2 & + & 2H_2 & \longrightarrow & 2H_2O \\ 32\,г/моль & + & 2\cdot 2\,г/моль & \longrightarrow & 2\cdot 18\,г/моль. \\ 32\,г/моль & + & 4\,г/моль & \longrightarrow & 36\,г/моль. \end{array}$$

Молекула кислорода: 2 атома кислорода
Две молекулы водорода: 4 атома водорода
Две молекулы воды: 4 атома водорода, 2 атома кислорода

Рисунок 2.3 – Закон сохранения массы: количество атомов каждого элемента до и после реакции не изменяется

Количество атомов водорода и кислорода одинаково до и после реакции. Масса воды равна сумме масс кислорода O_2 и H_2.

На основании закона сохранения массы можно делать простые химические расчеты.

Для примера рассчитаем массы оксида углерода (IV) и воды, которые образуются при сгорании 3,2 г метана CH_4 (рис. 2.4) по реакции

$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$.

Молярные массы веществ: $M(CH_4)$ = = 16 г/моль, $M(O_2)$ = 32 г/моль, $M(CO_2)$ = = 44 г/моль, $M(H_2O)$ =18 г/моль. Для каждого вещества составим пропорцию:

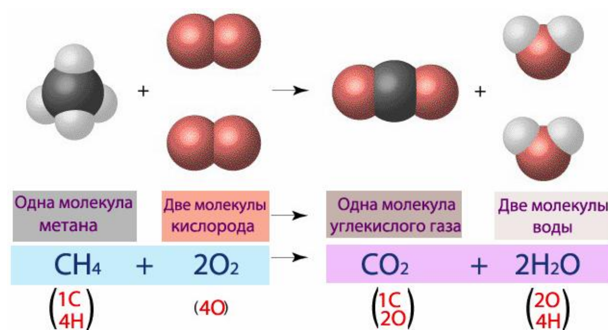


Рисунок 2.4 – Схема сгорания метана CH_4

16 г/моль CH_4 ——— 44 г/моль CO_2,
3,2 г CH_4 ——— *x* г CO_2,

$$x = \frac{3,2\cdot 44}{16} = 8,8\ г\ CO_2;$$

16 г/моль CH_4 ——— 2⊙18 г/моль H_2O,
3,2 г CH_4 ——— *y* г H_2O,

$$y = \frac{3,2\cdot 2\cdot 18}{16} = 7,2\ г\ H_2O;$$

16 г/моль CH_4 ——— 2⊙32 г/моль O_2,
3,2 г CH_4 ——— *z* г O_2,

$$z = \frac{3,2\cdot 2\cdot 32}{16} = 12,8\ г\ O_2.$$

Имеем: *x* = $m(CO_2)$ = 8,8 г; *y* = $m(H_2O)$ = 7,2 г; *z* = $m(O_2)$ = 12,8 г. Проверяем суммарные массы исходных веществ и продуктов реакции:

$m_{исх.веществ} = m(CH_4) + m(O_2) = 3,2 + 12,8 = 16,0$ г,

$m_{продуктов} = m(CO_2) + m(H_2O) = 8,8 + 7,2 = 16,0$ г.

Следовательно, $m_{исх.веществ} = m_{продуктов}$, закон сохранения массы при химических реакциях соблюдается.

Ключевые слова и термины

Русский	**Украинский**	**Английский**	**Французский**	**Арабский**
возникать	виникати	to create, to occur	apparaitre	تنشأ؛تبرز
исчезать	зникати	destroy, disappear	disparaftre	يحطم
сохранять	зберігати	to preserve, to keep	conserver	حافظ على؛بقى

Контрольные вопросы

1. Сформулируйте закон сохранения массы веществ.

2. Как соотносится количество атомов одного элемента *до* и *после* реакции?

2.4 Химические уравнения

Для записи химических реакций используют химические уравнения.

Химические уравнения *– это условная* ***запись химической реакции*** *с помощью* ***химических формул.***

Например, химическое уравнение реакции взаимодействия углерода с кислородом

$$\underset{\text{исходные вещества}}{C + O_2} = \underset{\text{продукт реакции}}{CO_2}.$$

В левой части уравнения пишут формулы веществ, которые вступают в реакцию (*исходные вещества*, или *реагенты* C и O_2), в правой части – формулы веществ, образующихся в результате реакции (*продукт реакции* CO_2).

Согласно закону сохранения массы количество атомов каждого элемента в левой и правой частях химического уравнения должно быть одинаковым. Чтобы их уравнять, перед формулами ставят коэффициенты.

Составим химическое уравнение реакции взаимодействия серной кислоты H_2SO_4 с гидроксидом калия KOH.

1. Записываем схему реакции: в левой части уравнения – формулы исходных веществ, а в правой – продуктов реакции. Между ними ставим стрелку.

$$H_2SO_4 + KOH \rightarrow K_2SO_4 + H_2O.$$

2. Уравниваем количество атомов каждого элемента в левой и правой частях схемы с помощью коэффициентов. Для этого составим таблицу, в которой указываем количество атомов каждого элемента в молекулах исходных веществ и продуктов реакции.

Элемент	*Количество атомов в исходных веществах*	*Количество атомов в продуктах реакции*	*Разница*
H	3	2	1
S	1	1	0
O	5	5	0
K	1	2	–1

Количество атомов S и O одинаково в исходных веществах и продуктах реакции. Количество атомов H и K – разное. Если поставить перед KOH и H_2O коэффициент 2, то количество атомов K и H станет одинаковым до и после реакции.

$$H_2SO_4 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O.$$

Составим новую таблицу.

Элемент	*Количество атомов в исходных веществах*	*Количество атомов в продуктах реакции*	*Разница*
H	4	4	0
S	1	1	0
O	6	6	0
K	2	2	0

3. Заменяем стрелку (→)знаком равенства (=):

$$H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O.$$

Запомните*!** ***Индексы в химических формулах ***изменять нельзя***. Чтобы уравнять химическую реакцию, ***используют коэффициенты***.

Чтение уравнений химических реакций.

Уравнение реакции горения углерода в кислороде

$$C + O_2 = CO_2$$

читают так: це плюс о-два равняется це-о-два.

Уравнение взаимодействия гидроксида алюминия с хлороводородной кислотой

$$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$$

читают так: алюминий-о-аш-трижды плюс три-аш-хлор равняется алюминий-хлор-три плюс три-аш-два-о.

Ключевые слова и термины

Русский	**Украинский**	**Английский**	**Французский**	**Арабский**
взаимодействие	взаємодія	interaction	interdependence	تفاعل
запись	запис	record	reponse	كتابة؛تسجيل؛تدوين
исходное вещество	вихідна речовина	initial substance	substance initiale	استنادا الى المواد
левый	лівий	left	gauche	يساري
правый	правий	right	droit	ايمن
продукт реакции	продукт реакції	product of reaction	produit reaction	شئ؛مادة؛ناتج
равно	дорівнює	equal	eqal	مساوي
реагент	реагент	reagent		
стрелка	стрілка	hand, arrow	aiquille, fleche	أبره؛عقرب ساعة
уравнение	рівняння	equation	equation	معادلة
уравнивать	урівнювати	to balance	equilibrer	يعادل

Обратите внимание!

1) **отглагольное существительное** + ***чего*** + ***с помощью чего***

Выражение *химической реакции с помощью химических формул.*

2) **согласно *чему?***

Согласно *закону* сохранения массы число атомов каждого элемента в левой и правой частях химического уравнения должно быть одинаковым.

Контрольные вопросы

1. Что такое химическое уравнение?

2. Что показывает: а) левая; б) правая часть уравнения?

3. Что показывает коэффициент?

Задания для самостоятельной работы

1. Поставьте коэффициенты и прочитайте уравнения реакций.

а) $S + O_2 \rightarrow SO_3$;

б) $O_2 \rightarrow O_3$;

в) $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$;

г) $P + O_2 \rightarrow P_2O_5$;

д) $Ca(OH)_2 + FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 + CaCl_2$;

е) $KI + Br_2 \rightarrow KBr + I_2$;

ж) $K + H_2O \rightarrow KOH + H_2$;

з) $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$;

и) $KHCO_3 + H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 + CO_2 + H_2O$.

2.5 Закон Авогадро

Закон Авогадро формулируется так:
в одинаковых объемах различных газов при одинаковых условиях *(температуре и давлении)* ***содержится одинаковое число молекул***.

Газы подчиняются закону Авогадро, а твердые и жидкие вещества не подчиняются. Это объясняется тем, что в газах расстояние между молекулами значительно больше, чем размеры самих молекул. Поэтому объем газа определяется количеством молекул и расстоянием между молекулами. При одинаковом давлении и одинаковой температуре расстояние между молекулами для различных газов приблизительно одинаковое. **Одинаковое количество молекул** различных газов **при одинаковых условиях** занимает **одинаковый объем** (рис. 2.5).

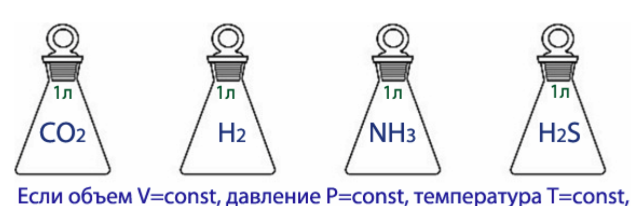


Рисунок 2.5 – Закон Авогадро

При высоком давлении или низкой температуре расстояние между молекулами газов уменьшается и становится близким к размерам самих молекул. Газы при низких температурах и высоких давлениях сходны с жидкостями и не подчиняются закону Авогадро.

Первое следствие из закона Авогадро

1 моль любого газа *при* ***нормальных условиях*** *(н.у.)* ***занимает объем 22,4 л****. Этот объем называется* ***молярным объемом*** *и обозначается* V_M (рис. 2.6).

Нормальные условия (н.у.):
давление **P = 101,3 кПа** (килопаскаль) **= 101325 Па,**
температура **T = 0 ^{0}С** (Цельсия) **= 273 К** (Кельвина).



Рисунок 2.6 – Молярный объем газа V_M = 22,4 л/моль

Рассчитаем объемы, которые занимают при н.у. кислород, водород, воздух. Плотности (ρ – читаем “ро”) кислорода, водорода и воздуха составляют соответственно [г/л]: 1,43; 0,09; 1,29 (рис. 2.7).

***Плотность** – это **отношение массы** к **объему**:*

$$\boxed{\rho = \frac{m}{V}} \quad \text{или} \quad \boxed{\rho = \frac{M}{V_M}},$$

где **ρ** – плотность; **m** – масса; **V** – объем; **M** – молярная масса; $\mathbf{V_M}$ – молярный объем. Отсюда молярный объем определяется отношением молярной массы вещества к его плотности:

$$\boxed{V_M = \frac{M}{\rho}}.$$

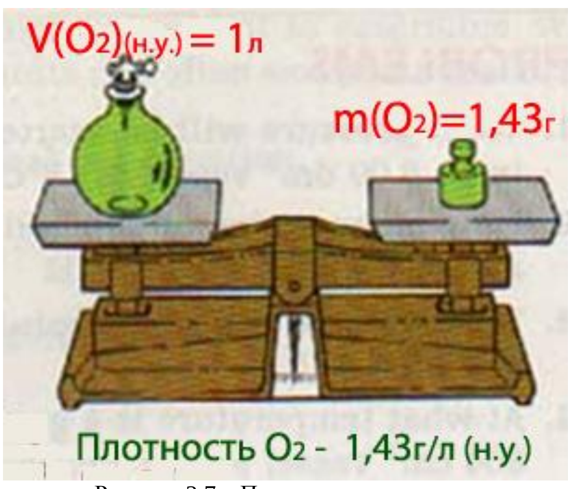


Рисунок 2.7 – Плотность газа при н.у.

Рассчитаем молярные объемы V_M для нескольких газов, например, O_2, H_2 и воздуха. Подставим в формулу молярные массы этих газов ($M(O_2)$ = 32 г/моль, $M(H_2)$ = 2 г/моль, M(воздуха) = 29 г/моль) и их плотности:

$$V_M(O_2) = \frac{M(O_2)}{\rho(O_2)} = \frac{32\text{г/моль}}{1{,}43\text{г/л}} = 22{,}38\text{л/моль} \approx 22{,}4\text{л/моль},$$

$$V_M(H_2) = \frac{M(H_2)}{\rho(H_2)} = \frac{2\text{г/моль}}{0{,}09\text{г/л}} = 22{,}47\text{л/моль} \approx 22{,}4\text{л/моль},$$

$$V_M(\text{воздуха}) = \frac{M(\text{воздуха})}{\rho(\text{воздуха})} = \frac{29\text{г/моль}}{1{,}29\text{г/л}} = 22{,}48\text{л/моль} \approx 22{,}4\text{л/моль}.$$

Мы убедились, что **объем**, который занимает **1 моль** (или $\mathbf{6{,}02 \cdot 10^{23}}$**молекул) любого газа** при нормальных условиях, приблизительно равен **22,4 л** = 0,0224 $м^3$ (рис. 2.8).

Молярный объем** – это **отношение объема** V вещества к **количеству** ν этого **вещества:

$$V_M = \frac{V(X)}{\nu(X)},$$

где V – объем вещества X; ν – количество вещества X.

Молярный объем газа выражают в единицах: **[$м^3$/моль]** (кубический метр на моль) и в **[л/моль]** (литр на моль).

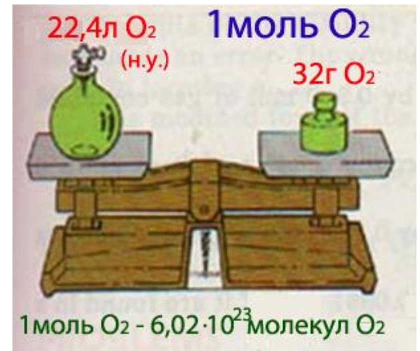


Рисунок 2.8 – 1моль O_2, который содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$молекул и имеет массу 32 г, при нормальных условиях (н.у) занимает объем 22,4 л

Пример 2.4. Какой объем при н.у. занимает 2 моль аммиака NH_3?

Дано:	***Решение:***
$\nu(NH_3)$ = 2 моль	V_M = V / ν, отсюда V = ν·V_M , V_M = 22,4 л/моль,
$V(NH_3)$ – ?	$V(NH_3) = \nu(NH_3) \cdot V_M$ = 2моль·22,4 л/моль = 44,8 л.
	Ответ: объем 2 моль аммиака при н.у. 44,8 л.

Пример 2.5. Какое количество вещества хлора содержится в сосуде емкостью 30 л при н.у.?

Дано:	***Решение:***
$V(Cl_2)$ = 30л	ν = V / V_M = 30 л /22,4 л/моль = 1, 3моль.
V_M = 22,4л/моль	
ν – ?	***Ответ***: в 30 л (н.у.) содержится 1,3 моль хлора.

Второе следствие из закона Авогадро

Массы равных объемов двух газов относятся друг к другу как их молекулярные массы (или численно равные им молярные массы):

$$\frac{m(V_{X_1})}{m(V_{X_2})} = \frac{M(X_1)}{M(X_2)} = \frac{M_r(X_1)}{M_r(X_1)},$$

где **m**(V_{X1}) и **m**(V_{X2}) – массы равных объемов двух газов X_1 и X_2 ($V_{X1}= V_{X2}$); **M**(X_1) и **M**(X_2) – молярные массы газов X_1 и X_2; $M_r(X_1)$ и $M_r(X_2)$ – относительные молекулярные массы газов X_1 и X_2. При условии $V_{X1} = V_{X2}$ для двух газов второе следствие можно переписать в виде

$$\frac{m(газа_1)}{m(газа_2)} = \frac{M(газа_1)}{M(газа_2)},$$ или так $$\frac{m(Г_1)}{m(Г_2)} = \frac{M(Г_1)}{M(Г_2)},$$

Относительная плотность одного газа по другому – это отношение плотностей (масс, молярных масс, относительных молекулярных масс) двух газов при одинаковых условиях:

$$D_{X_2}(X_1) = \frac{\rho(X_1)}{\rho(X_2)} = \frac{m(X_1)}{m(X_2)} = \frac{M_r(X_1)}{M_r(X_2)} = \frac{M(X_1)}{M(X_2)},$$

где $D_{X2}(X_1)$ – относительная плотность первого газа X_1 по второму газу X_2; ρ – плотность газа. *Относительная плотность* – величина безразмерная, она *показывает, во сколько раз один газ тяжелее другого*.

Расчет относительной плотности газов по водороду

Молярная масса водорода $M(H_2)$ = 2 г/моль.Относительная плотность газа по водороду рассчитывается по формуле

$$D_{H_2}(газа)=\frac{M(газа)}{M(H_2)},\ \text{отсюда}\ D_{H_2}(газа)=\frac{M(газа)}{2}.$$

Пример 2.6. Рассчитайте относительную плотность кислорода O_2 по водороду.

Решение: $$D_{H_2}(O_2)=\frac{M(O_2)}{M(H_2)} = \frac{32 г/моль}{2 г/моль}=16\cdot$$

Следовательно, кислород в 16 раз тяжелее водорода.

Расчет относительной плотности газа по воздуху

Молярная масса воздуха **M**(воздуха) **= 29 г/моль.** Относительная плотность газа по воздуху рассчитывается по формуле

$$D_{воздух}(газа)=\frac{M(газа)}{29}.$$

Например, относительная плотность кислорода по воздуху равна $D_{воздух}(O_2)$ = 32/29 = = 1,1. Это значит, что кислород тяжелее воздуха в 1,1 раза.

Из формулы $D = M(X_1)/M(X_2)$ следует, что ***молярная масса газа равна его относительной плотности по другому газу, умноженной на молярную массу другого газа:***

$$M(X_1) = M(X_2)\cdot D.$$

Пример 2.7. Относительная плотность газа сероводорода H_2S по водороду $D_{H_2}(H_2S)=17$ (рис. 2.9). Рассчитать молярную массу сероводорода H_2S.

Решение:

$$D_{H_2}(H_2S)=\frac{M(H_2S)}{M(H_2)},$$

отсюда $M(H_2S)=D_{H_2}(H_2S)\cdot M(H_2)=$

$= 17\cdot2$ г/моль $= 34$ г/моль.

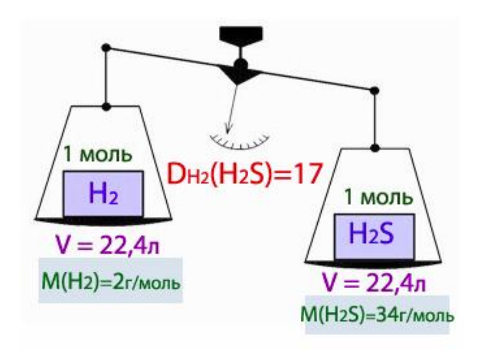


Рисунок 2.9 – Относительная плотность сероводорода H_2S по водороду H_2

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
молярный объем	молярний об’єм	molar volume	volume molaire	حجم مولي
нормальные условия	нормальні умови	normal (standard) conditions	condition normale	الظروف العادية
соответствовать	відповідати	correspond (to/with)	correspondre	مطابقة
сосуд	посудина	vessel	bouteille	وعاء

Контрольные вопросы

1. Сформулируйте закон Авогадро.
2. При каких условиях газы не подчиняются закону Авогадро? Почему?
3. Сформулируйте первое следствие из закона Авогадро.
4. Что такое молярный объем газа?
5. В каких единицах выражают молярный объем газа?
6. Сформулируйте второе следствие из закона Авогадро.
7. Что называют: а) плотностью вещества; б) относительной плотностью одного газа по другому? В каких единицах выражают эти величины?
8. Чему равна относительная плотность газа?
9. Напишите формулы для расчета относительной плотности газа: а) по водороду; б) по воздуху.
10. Как рассчитать молярную массу газа по его относительной плотности по другому газу?

Задания для самостоятельной работы

1. Определите массу при н.у.: а) сероводорода H_2S объемом 1 л; б) аммиака NH_3 объемом 2 л; в) оксида углерода (IV) CO_2 объемом 0,5 л.

2. Какую массу имеет: а) 30 л N_2 , б) 80 л O_2, в) 0,5 л H_2, г) 1 м^3 Cl_2 при н.у.? Какое количество вещества составляют эти объемы?

3. Какой объем при н.у. занимает: а) 0,1 моль; б) 0,5 моль; в) 5 моль любого газа?

4. Какой объем занимает: а) $12{,}04\cdot10^{23}$ молекул хлора Cl_2; б) 2 моль Cl_2; в) 14,2 г Cl_2; г) $6{,}02\cdot10^{23}$молекул O_2; д) $12{,}604\cdot10^{23}$ молекул O_2?

5. Определите относительные плотности O_2 по H_2 и H_2 по O_2.

6. Рассчитайте относительные плотности по воздуху для газов: H_2S, NH_3, CO_2, C_2H_6.

7. Определите плотность NH_3 при н.у., если плотность воздуха равна 1,29 г/л.

8. Какие из перечисленных газов тяжелее воздуха и во сколько раз: C_2H_6, O_2, NH_3, CH_3Cl, SO_2, N_2 NO_2, CH_4?

9. Плотность неизвестного газа при н.у. равна 1,34 г/л. Рассчитайте: а) массу 11,2 л этого газа; б) количество молекул в этом объеме; в) молярную массу газа; г) количество вещества (моль) в 11,2 л; д) относительную плотность этого газа по водороду.

2.6 Расчет относительной молекулярной массы газа

Расчет относительной молекулярной массы газа по плотности (ρ)

Относительная молекулярная масса M_r *численно* равна молярной массе M, поэтому сначала нужно найти M. Молярная масса M связана с плотностью газа ρ и его молярным объемом (V_M = 22,4 л/моль, н.у.) соотношением $\rho = M/V_M$. Отсюда можно определить молярную массу газа:

$$\mathbf{M = \rho \cdot 22,4\ л/моль.}$$

Пример 2.8. Определите формулу двухатомного газа по его относительной молекулярной массе M_r, если плотность этого газа при н.у. ρ = 1,25 г/л.

Дано:	***Решение:***
ρ = 1,25 г/л	$M_{(газа)} = \rho \cdot V_m$ = 1,25 г/л · 22,4 л/моль = 28 г/моль,
V_m = 22,4 л/моль	$M_{r(газа)}$ = 28.
M_r – ?	Газ двухатомный, поэтому $A_r = 1/2M_r$ = 28:2=14.
Формула газа – ?	В периодической таблице находим элемент с таким значением A_r.
	Это N, значит газ – азот N_2.
	Ответ: M_r(газа) = 28, газ – азот N_2.

Расчет относительной молекулярной массы газа по массе определенного объема газа

Если известна масса (m) определенного объема (V) газа, то молярную массу можно определить по формулам:

$$M = \frac{m}{\nu}, \qquad \nu = \frac{V}{V_M}, \qquad M = \frac{m \cdot V}{V_M}.$$

Пример 2.9. Газ массой 5,6 г занимает объем 4,48 л (н.у.). Определить относительную молекулярную массу этого газа.

Дано:	***Решение:***
m = 5,6 г	ν = V/ V_M = 4,48 л/22,4 л/моль = 0,2 моль,
V = 4,48 л	M = m/ ν = 5,6г/0,2 моль = 28 г/моль.
V_M = 22,4 л/моль	M_r = 28.
M_r – ?	***Ответ***: M_r(газа) = 28.

Расчет относительной молекулярной массы по относительной плотности газов

Если известна относительная молекулярная масса одного газа и его относительная плотность по другому газу, можно определить относительную молекулярную массу другого газа.

$$D = \frac{Mr(x_1)}{Mr(x_2)}, \text{ отсюда } \quad Mr(x_1) = D \cdot Mr(x_2).$$

Пример 2.10. Найдите относительную молекулярную массу газа, если относительная плотность по кислороду D_{O_2}(газа) =1,38.

Дано:	***Решение:***
$D_{O_2}(газа) = 1,38$	D(газа) = M_r(газа)/$M_r(O_2)$, отсюда
$M_r(O_2)$ = 32	M_r(газа) = D(газа) · $M_r(O_2)$ = 1,38 · 32 = 44.
M_r(газа) – ?	***Ответ***: M_r(газа) = 44.

Задания для самостоятельной работы

1. Масса 400 мл газа при н.у. равна 0,464 г. Определите плотность этого газа и его молярную массу.

2. Рассчитайте молярную массу газа, если 1,71 г его занимает при н.у. объем 600 мл.

3. Масса 0,001 $м^3$ газа при н.у. равна 1,25 г. Рассчитайте:а) молярную массу газа; б) массу одной молекулы; в) плотность при н.у.; г) относительную плотность по воздуху.

4. Масса 1 л (н.у.) газа равна 1,52 г, а масса 1 л (н.у.) азота – 1,25 г. Рассчитайте молярную массу газа, исходя из: а) его относительной плотности по азоту; б) молярного объема.
5. 1 мл некоторого газа при н.у. имеет массу 0,00129 г. Определите молярную массу другого газа, если он тяжелее первого в 1,5 раза.
6. Рассчитайте относительную молекулярную массу газа, если 1л при нормальных условиях имеет массу: а) 3,612 г; б) 1,175 г; в) 1,160 г; г) 1,250 г.
7. Плотность газа А при н.у. равна 1,2946 г/л, а 5 л газа В при н.у. имеет массу 9,821 г. Рассчитайте относительную плотность газа В по газу А, а также молярные массы обоих газов.

2.7 Объемная доля газа

***Объемная доля – отношение объема данного компонента к общему объему системы*:**

$$\varphi(x) = \frac{V(x)}{V},$$

где φ(x) (φ – читаем «фи») – объемная доля компонента X; V(X) – объем компонента X; V – объем системы.

Объемная доля – безразмерная величина, ее выражают в долях единицы или в процентах.

Если известны молярные массы газов и их объемные доли в смеси, то ***молярную массу газовой смеси*** *можно* ***определить по формуле***

$$M_{смеси} = \varphi_1 \cdot M_1 + \varphi_2 \cdot M_2 + ... + \varphi_i \cdot M_i.$$

Пример 2.11. Рассчитайте объемные доли газов в смеси (н.у.), полученной из 15,6 л азота, 4,2 л кислорода и 0,2 л аргона.

Дано:
$V(N_2)$ =15,6л
$V(O_2)$ =4,2л
$V(Ar)$ =0,2л

$\varphi(N_2)$ – ? $\varphi(O_2)$ – ?
$\varphi(Ar)$ – ?

Решение:
Определяем объем газовой смеси, который равен сумме объемов азота, кислорода и аргона:

$$V_{смеси} = V(N_2) + V(O_2) + V(Ar) = 15,6 + 4,2 + 0,2 = 20 \text{ л}.$$

Используя уравнение φ(X)=V(X)/V(смеси), определяем объемные доли газов:

$$\varphi(N_2)=\frac{V(N_2)}{V_{смеси}}=\frac{15,6}{20}=0,78, \text{ или } 78\%,$$

$$\varphi(O_2)=\frac{V(O_2)}{V_{смеси}}=\frac{4,2}{20}=0,21, \text{ или } 21\%,$$

$$\varphi(Ar)=\frac{V(Ar)}{V_{смеси}}=\frac{0,2}{20}=0,01, \text{ или } 1\%.$$

***Ответ*:** $\varphi(N_2) = 78\%$, $\varphi(O_2) = 21\%$, $\varphi(Ar) = 1\%$.

Пример 2.12. Состав воздуха: 21% кислорода O_2, 78% азота N_2 и 1% аргона Ar по объему. Рассчитайте молярную массу воздуха.

Дано:
$\varphi(O_2)$=21% (или 0,21)
$\varphi(N_2)$=78% (или 0,78)
$\varphi(Ar)$=1% (или 0,01)
$M(O_2)$ = 32 г/моль
$M(N_2)$ = 28 г/моль
$M(Ar)$ = 40 г/моль

$M_{(воздуха)}$ – ?

Решение:
$M_{(воздуха)} = \varphi(O_2)\cdot M(O_2) + \varphi(N_2)\cdot M(N_2) + \varphi(Ar)\cdot M(Ar)$,
$M_{(воздуха)} = 0,21\cdot 32 + 0,78\cdot 28 + 0,01\cdot 40 = 28,96 \approx 28$ г/моль.

***Ответ*:** $M_{(воздуха)}$ = 29 г/моль.

Обратите внимание!

1) **используя *что* определяем *что***

Используя *уравнение,* определяем *объемные доли газов.*

Контрольные вопросы

1. Что такое объемная доля?

2. Чему равна молярная масса газовой смеси?

Задания для самостоятельной работы

1. Рассчитайте объемные доли газов в смеси, полученной из 6,72 л CH_4 и 2,24 л C_2H_6.

2. Каковы объемные доли газов и смеси, состоящей из 5,6 г N_2 и 1,6 г H_2?

3. Рассчитайте молярную массу газовой смеси, содержащей 60 об.% SO_2 и 40 об.% CO_2.

4. Найдите объемный состав смеси CO и H_2, плотность которой по водороду равна: а) 20,4; б) 19,6; в)18,8.

5. Рассчитайте массу 1 л газовой смеси, имеющей объемный состав: 50% H_2, 40% CO, 5% CO_2 и 5% N_2.

6. Какой объем при н.у. займет газовая смесь, содержащая 8,5 г NH_3 и 1 г H_2? Рассчитайте объемные и массовые доли газов в этой смеси.

2.8 Закон объемных отношений

Закон объемных отношений формулируется так:
***Объемы газов**, которые при одинаковых условиях **вступают в реакцию** и **образуются в результате** реакции, **относятся** друг к другу **как небольшие целые числа**.*

Согласно закону Авогадро равное количество молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем. Значит, 1 моль молекул различных газов при одинаковых условиях тоже будет занимать одинаковый объем. Поэтому в реакции $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ один объем водорода соединяется с одним объемом хлора и образуются два объема хлороводорода. Объемные отношения газов равны:

$$V(H_2):V(Cl_2):V(HCl) = 1:1:2.$$

Коэффициенты, которые стоят ***перед формулами газообразных соединений*** в химическом уравнении, ***показывают не только отношение количеств вещества*** (моль)***, но и отношение их объемов,*** измеренных при одинаковых условиях.

Например, нужно узнать, какие объемы кислорода и водорода вступили в реакцию, если образовалось 40 л водяного пара (рис. 2.10).

Отношение объемов равно отношению коэффициентов в уравнении реакции ($2H_2+1O_2=2H_2O$):

$$V(H_2):V(O_2):V(H_2O) = 2 : 1 : 2.$$

Введем обозначения: $V(H_2)= x$,$V(O_2) = y$, тогда

$$x : y : 40 = 2 : 1 : 2,$$

откуда $x = 40$, $y = 20$.

Из пропорции видно, что объемы водорода и кислорода были такими: $V(H_2)$= 40 л, $V(O_2)$ = 20 л.

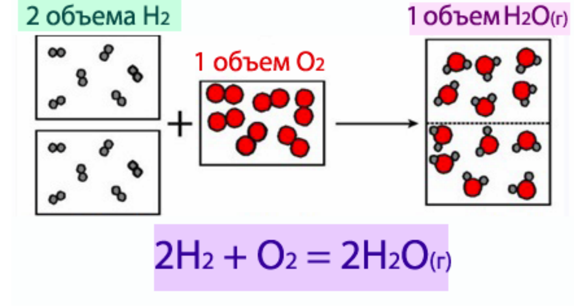


Рисунок 2.10 – Иллюстрация к закону объемных отношений

Пример 2.13. Рассчитайте объем кислорода, который нужен для горения 3 л этана C_2H_6.

Дано:	***Решение:***
$V(C_2H_6) = 3$л	Запишем уравнение реакции
$V(O_2)$ – ?	$2C_2H_6 + 7O_2 = 4CO_2 + 6\ H_2O_{(газ)}$.
	По закону объемных отношений используем отношение коэффициентов:

$V(C_2H_6):V(O_2):V(CO_2):V(H_2O) = 2:7:4:6$,
$V(C_2H_6):V(O_2) = 2:7$, отсюда $V(O_2)= 7/2\ V(C_2H_6)$,
Откуда объем кислорода
$V(O_2)= 3$ л·7/2 = 10,5 л.
Ответ: $V(O_2) = 10,5$ л.

Пример 2.14. Для сжигания 4 л неизвестного газа использовали 6 л кислорода. В результате образовалось 4 л H_2O и 4 л SO_2. Определите формулу газа.

Дано:
V(газа) = 4л
$V(H_2O) = 4$л
$V(SO_2) = 4$л

Формула газа – ?

Решение:
Запишем схему реакции:

$$Газ + 3O_2 \rightarrow 2\ SO_2 + 2\ H_2O.$$

По закону сохранения массы число атомов каждого элемента должно быть одинаковым до и после реакции.
По отношению объемов газов определяем коэффициенты в уравнении реакции:

$$V(газа):V(O_2):V(SO_2):V(H_2O) = 4:6:4:4: = 2:3:2:2.$$

Следовательно, неизвестный газ должен содержать один атом серы и два атома водорода:

$$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O.$$

Ответ: формула газа H_2S.

Контрольные вопросы

1. Сформулируйте закон объемных отношений.

Задания для самостоятельной работы

1. Рассчитайте, сколько литров кислорода понадобится для окисления 5 л SO_2. Какой объем SO_3 при этом образуется?
2. При взаимодействии одного объема CO с одним объемом хлора образуется один объем газа фосгена. Установите формулу фосгена.
3. Сколько литров кислорода понадобится для сжигания 2 $м^3$ метана? Какой объем CO_2 образуется?
4. Для сжигания 1 л паров горючего вещества израсходовано 1,5 л кислорода и получено 1 л CO_2 и 1 л SO_2. Найдите формулу вещества.
5. Для полного сгорания 20 мл паров органического вещества понадобилось 60 мл кислорода. В результате образовалось по 40 мл углекислого газа и водяных паров. Установите формулу вещества.
6. Определите формулу газа, если при горении 1 $м^3$ этого газа расходуется 3 $м^3$ O_2 и получается 2 $м^3$ CO_2 и 2 $м^3$ H_2O (пар).
7. При взрыве смеси, состоящей из 10 $см^3$ некоторого газа и 20 $см^3$ O_2, образуется 20 $см^3$ углекислого газа и 10 $см^3$ азота. Найдите молекулярную формулу газа.

2.9 Основные газовые законы

Состояние газа характеризуется его объемом (V), давлением (P) и температурой (T). Экспериментально были установлены зависимости между этими величинами.

1. Закон Бойля-Мариотта:

при постоянной температуре объем данного количества газа обратно пропорционален давлению (рис. 2.11).

При T = const $\frac{V_1}{V_2} = \frac{p_2}{p_1}$**, или PV = const.**

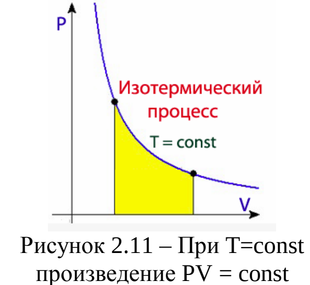


Рисунок 2.11 – При T=const произведение PV = const

2. Закон Гей-Люссака:

при постоянном давлении изменение объема газа прямо пропорционально температуре (рис. 2.12).

При P = const $$\frac{V_1}{V_2}=\frac{T_1}{T_2}\text{, или } \frac{V}{T}=\text{const.}$$

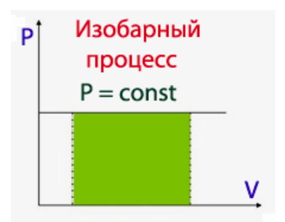


Рисунок 2.12 – При P = const отношение V/T = const

3. Закон Шарля:

при постоянном объеме давление газа прямо пропорционально температуре (рис. 2.13).

При V = const $$\frac{p_1}{p_2}=\frac{T_1}{T_2}\text{, или } \frac{p}{T}=\text{const.}$$

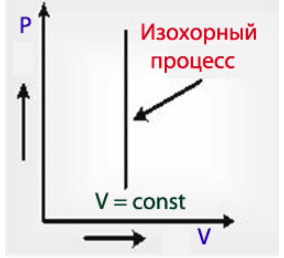


Рисунок 2.13 – При V = const отношение P/T = const

Все три закона можно объединить в один ***универсальный газовый закон:***

$$\frac{p_1V_1}{T_1}=\frac{p_2V_2}{T_2}, \quad \text{или} \quad \frac{pV}{T}=\text{const}.$$

Универсальный газовый закон используют для расчета объема газа при данных условиях, если известны его объем при других условиях. Если осуществляется переход от нормальных условий (или к н.у.), то формулу записывают так:

$$\frac{pV}{T}=\frac{p_0V_0}{T_0},$$

где P_0, V_0, T_0 – соответственно давление, объем и температура при н.у. (P_0 = 101325 Па, T_0 = 273 К).

Для вычисления объема газа при известной его массе (или наоборот) используют ***уравнение Менделеева-Клапейрона***:

$$pV=\upsilon RT \quad \text{или} \quad pV=\frac{m}{M}RT,$$

где ν (читаем «ню») – количество вещества газа, [моль]; m – его масса, [кг]; M – молярная масса, [кг/моль]; R – универсальная газовая постоянная, R = 8,314 Дж/моль·К; Т – температура, [К] (кельвин).

Пример 2.15. При некоторой температуре давление газа, занимающего объем 5 л, равно 93,3 кПа. Как изменится давление, если уменьшить объем до 3 л, не изменяя температуры?

Дано:
V_1 = 5л
V_2 = 3л
P_1 = 93,3кПа
T = const
P_2 – ?

Решение:
Температура не изменяется, T = const, поэтому для расчетов давления используем закон Бойля-Мариотта:

$$T=\text{const}, \ \frac{V_1}{V_2}=\frac{p_2}{p_1}, \quad \rightarrow \quad p_2=\frac{V_1\cdot p_1}{V_2},$$

$$p_2=\frac{5л\cdot 93{,}3кПа}{3л}=155{,}5кПа,$$

P_2/P_1 = 155,5 кПа / 93,3 кПа = 1,7

***Ответ*:** давление газа увеличится в 1,7 раза и будет равно155,5 кПа.

Пример 2.16. При постоянном давлении 580 мл газа нагрели от 17^0С до 100^0С. Как изменится объем газа?

Дано:
P = const
V_1 = 0,580л
T_1 = (273+17) = 290К
T_2 = (273+10) = 373К
V_2 – ?

Решение:
Давление не изменяется, поэтому используем закон Гей-Люссака.

P = const, $\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$, $\Rightarrow$

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{0{,}58л \cdot 373К}{290К} = 0{,}75л = 750 мл.$$

V_2/V_1 = 750 / 580 = 1,3.

Ответ: объем газа увеличится в 1,3 раза и будет равен 0,75 л.

Пример 2.17. Газ при температуре 200К и давлении $1{,}02 \cdot 10^5$ Па занимает объем 20 л. Определить объем, который занимает газ при 400 К и $2{,}02 \cdot 10^5$ Па.

Дано:
T_1 = 200 К
$p_1 = 1{,}02 \cdot 10^5$Па
V_1 = 20 л
T_2 = 400 К
$p_2 = 2{,}02 \cdot 10^5$ Па
V_2 – ?

Решение:
Используем универсальный газовый закон:

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}, \text{ отсюда } V_2 = \frac{p_1V_1T_2}{T_1p_2} = \frac{1{,}02 \cdot 10^5 Па \cdot 20л \cdot 400К}{200К \cdot 2{,}04 \cdot 10^5 Па} = 15л.$$

Ответ: при 400 К и $2{,}02 \cdot 10^5$ Па объем газа 15 л.

Уравнение Менделеева-Клапейрона применяют для расчетов различных параметров. ***Объем газа*** *рассчитывают, если известны количество вещества (масса) газа, его температура и давление.*

Пример 2.18. Вычислите объем 7 кг азота при давлении 101,3 Па и 50 ^{0}С.

Дано:
$m(N_2)$ = 7 кг
P = 101325 Па
T = 50+273 = 323 К
R = 8,314 Дж (моль·К)
V – ?

Решение:

$$pV = \frac{m}{M}RT, \text{ отсюда } V = \frac{m \cdot RT}{M \cdot p}, \; M(N_2) = 28 \text{ г/моль} = 28 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль},$$

$$V = \frac{7кг \cdot 8{,}314 Дж/моль \cdot К \cdot 323К}{28 \cdot 10^{-3} кг/моль \cdot 101325} = 6{,}625 м^3.$$

Ответ: при давлении 101,3 Па и 50 ^{0}С 7 кг азота занимают объем 6,625 м^3.

Количество вещества газа и его массу *рассчитывают, если известны объем, температура и давление.*

Пример 2.19. Какая масса оксида углерода (IV) CO_2 занимает объем 50 л при 300 К и давлении $2 \cdot 10^5$ Па?

Дано:
V (CO_2) = 50л = $50 \cdot 10^{-3}$ м^3
T = 300 К
P = $2 \cdot 10^5$ Па
M(CO_2) = 44 · 10^{-3}кг/моль
R = 8,314 Дж/моль·К
m(CO_2) – ?

Решение:

$$pV = \frac{m}{M}RT, \text{ отсюда } m = \frac{pVM}{RT},$$

$$m(CO_2) = \frac{2 \cdot 10^5 Па \cdot 5 \cdot 10^{-2} м^3 \cdot 44 \cdot 10^{-3} кг/моль}{8{,}314 Дж/моль \cdot К \cdot 300К} = 0{,}176кг = 176г.$$

Ответ: при 300 К и давлении $2 \cdot 10^5$ Па 50 л CO_2 имеет массу 176 г.

Молярную массу газа *рассчитывают, если известны его объем и масса при определенных давлении и температуре.*

Пример 2.20. Найдите молярную массу газа, если известно, что 0,05 м^3 его паров при 300 ^{0}С и $2 \cdot 10^5$ Па имеют массу 176 г.

Дано:
V(газа) = 0,05 м^3
T = 300 К
m(газа)=176г=0,176 кг
P = 2 · 10^5 Па
R = 8,314 Дж/моль·К

М(газа) – ?

Решение:

$$pV = \frac{m}{M}RT\text{, отсюда } M = \frac{mRT}{pV}\text{,}$$

$$M(\text{газа}) = \frac{0{,}176\text{кг}\cdot 8{,}314\text{Дж/моль}\cdot\text{К}\cdot 300\text{К}}{2\cdot 10^5\text{Па}\cdot 0{,}05\text{м}^3} = 0{,}044\text{кг/моль} = 44\text{г/моль.}$$

***Ответ*:** молярная масса газа 44 г/моль.

***Давление** рассчитывают, если известны количество вещества газа, его объем и температура.*

Пример 2.21. Рассчитайте давление 5 г этана C_2H_6 в сосуде объемом 40 л при температуре 20 ^{0}С.

Дано:
m(C_2H_6) = 5 г = 5·10^{-3} кг
V(C_2H_6) = 40 л = 40·10^{-3} м^3
T = –20 + 273 = 253 К
M(C_2H_6)=30г/моль=30·10^{-3} кг/моль
R = 8,314 Дж/моль·К

P – ?

Решение.

$$pV = \frac{m}{M}RT\text{, отсюда } p = \frac{mRT}{MV}\text{,}$$

$$p = \frac{5\cdot 10^{-3}\text{кг}\cdot 8{,}314\text{Дж/моль}\cdot\text{К}\cdot 253\text{К}}{30\cdot 10^{-3}\text{кг/моль}\cdot 40\cdot 10^{-3}\text{м}^3} = 8764\text{Па.}$$

***Ответ*:** при температуре –20 ^{0}С 5 г этана C_2H_6 в сосуде объемом 40 л имеет давление 8764 Па.

***Плотность газа** рассчитывают, если известны молярная масса газа, его температура и давление.*

Пример 2.22. Рассчитайте плотность азота N_2 при 300 К и давлении 111348 Па.

Дано:
T = 300K
P = 111348Па.
M(N_2) = 28г/моль =
= 28·10^{-3}кг/моль
R = 8,314 Дж/моль·К

ρ – ?

Решение:

Преобразуем уравнение Менделеева-Клапейрона:

$$pV = \frac{m}{M}RT,\quad \frac{m}{V} = \frac{pM}{RT},\quad \frac{m}{V} = \rho\text{, отсюда } \rho = \frac{pM}{RT}\text{,}$$

$$\rho = \frac{111348\text{Па}\cdot 28\cdot 10^{-3}\text{кг/моль}}{8{,}314\text{Дж/моль}\cdot\text{К}\cdot 300\text{К}} = 1{,}25\text{кг/м}^3 = 1{,}25\text{г/л.}$$

***Ответ*:** при 300 К и давлении 111348 Па плотность азота 1,25 г/л.

Контрольные вопросы

1. Сформулируйте основные газовые законы:
а) закон Бойля-Мариотта; б) закон Гей-Люссака; в) закон Шарля; г) универсальный газовый закон.

Задания для самостоятельной работы

1. При постоянной температуре 2,5 л некоторого газа сжали до объема 1 л. Как изменится давление газа, если первоначальное давление составляло 101325 Па?
2. При 25 ^{0}С объем газа равен 0,5 л. Как изменится объем газа, если при постоянном давлении довести температуру до 75 ^{0}С?
3. Вычислите объем 4 кг азота при давлении 100 кПа и 60 ^{0}С.
4. Масса 455 мл паров двухатомного газа при 62 ^{0}С и давлении 101325 Па равна 1,175 г. Вычислите молекулярную массу и массу одной молекулы вещества. Какой это газ?
5. Сколько моль паров ацетона CH_3COCH_3 содержится в 250 мл при 87 ^{0}С и давлении 99300 Па? Какова их масса?
6. Определите массу углекислого газа, который занимает объем 20 л при температуре 22 ^{0}С и давлении 500000 Па.

2.10 Расчеты по химическим формулам и уравнениям

По химическим формулам можно определить:

- относительную молекулярную массу вещества (см. 1.5);
- массовую долю каждого элемента в веществе (см. 1.5);
- формулу вещества, если известны массовые доли элементов.

Пример 2.23. Вещество содержит 15,8% алюминия, 28,1% серы, 56,1% кислорода. Определить формулу вещества.

Дано:
ω (Al) = 15,8%
ω (S) = 28,1 %
ω (O) = 56,1 %
$Al_xS_yO_z$ – ?

Решение:
Обозначим формулу вещества $Al_xS_yO_z$, где x, y, z – число моль атомов Al, S, O. Массовые доли элементов в процентах показывают массу каждого элемента в 100 г вещества. Следовательно, в 100г $Al_xS_yO_z$ содержится: m(Al) = 15,7 г, m(S) = 28,1 г, m(O) = 51,1 г.
Количество (моль) каждого элемента равно отношению массы элемента к его молярной массе: ν = m/M.
Отношение x : y : z равно отношению количества вещества:

x : y : z = ν(Al) : ν(S) : ν(O), $x : y : z = \frac{m(Al)}{M(Al)} : \frac{m(S)}{M(S)} : \frac{m(O)}{M(O)}$.

$$x : y : z = \frac{15{,}8}{27} : \frac{28{,}1}{32} : \frac{56{,}1}{16} = 0{,}585 : 0{,}878 : 3{,}506 = 1 : 1{,}5 : 6 = 2 : 3 : 12.$$

Следовательно, формула вещества $Al_2S_3O_{12}$, или $Al_2(SO_4)_3$
Ответ: $Al_2(SO_4)_3$.

По химическим уравнениям можно рассчитать массы (объемы) веществ, которые вступают в химическую реакцию и образуются в результате реакции.

Пример 2.24. Рассчитать количество вещества, массу и объем (н.у.) оксида углерода (IV) CO_2, который образуется при нагревании 20 г $CaCO_3$.

Дано:
$m(CaCO_3)$ = 20г
$V_M(CO_2)$ = 22,4л/моль
$M(CaCO_3)$ = 100г/моль
$ν(CO_2)$ – ?,
$m(CO_2)$ – ?,
$V(CO_2)$ – ?

Решение:
Запишем уравнение реакции

$CaCO_3$	=	CaO	+	CO_2.
1 моль		1 моль		1 моль

Определим количество веществ $CaCO_3$:
ν = m/M = 20 г/100 г/моль = 0,2 моль.
По уравнению реакции $ν(CO_2) = ν(CaCO_3)$=0,2 моль.
Находим массу
$m(CO_2) = ν(CO_2)·M(CO_2)$, $M(CO_2)$ = 44 г/моль,
$m(CO_2)$ = 0,2 моль·44 г/моль = 8,8 г.
Находим объем:
$V(CO_2) = ν·V_M$ = 0,2 моль·22,4 л/моль = 4,48 л.
Ответ: $ν(CO_2)$ = 0,2 моль; $m(CO_2)$ = 8,8 г; $V(CO_2)$ = 4,48 л.

С помощью химического уравнения можно ***установить состав вещества по продуктам*** *реакции.*

Пример 2.25. При сгорании 2,4 г газообразного вещества получено 1,68 л CO_2 и 2,7 г H_2O. Плотность паров этого вещества по водороду равна 16.

Дано:
m (вещества) = 2,4 г
$V(CO_2)$ = 1,68 л
$m(H_2O)$ = 2,7 г
$D_{H_2} = 16$
V_M(газ) = 22,4 л/моль
Формула газа – ?

Решение:
Определим качественный состав вещества: обозначим формулу газа через х и напишем схему реакции

$$X + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O.$$

По продуктам реакции видно, что в состав газа Х входят элементы углерод и водород и, возможно, кислород. Поэтому формулу газа можно записать как CxHyOz.
Определим массу углерода, который содержится в 1,68 л CO_2.

$$\upsilon(CO_2)=\frac{V}{Vm}=\frac{1,68л}{22,4л/моль}=0,075моль,$$

$\nu(C) = \nu(CO_2) = 0,075$моль,

$m(C) = \nu(C)\cdot M(C) = 0,075\cdot 12 = 0,9$ г.

Определим массу водорода в H_2O:

$$\upsilon(H_2O)=\frac{m}{M}=\frac{2,7г}{18г/моль}=0,15моль,$$

$\nu(H) = 2\nu(H_2O) = 2\cdot 0,15 = 0,3$ моль,

$m(H) = \nu(H)\cdot M(H) = 0,3\cdot 1 = 0,3$ г.

Определим сумму масс углерода и водорода, содержащихся в веществе CxHyOz массой 2,4 г:

0,9 + 0,3 = 1,2 г.

Значит, в состав вещества входит еще и кислород:

m(O) = 2,4 – 1,2 = 1,2 г.

Определим количество вещества кислорода

$\nu(O_2) = m/M = 1,2/16 = 0,075$ моль.

Определим индексы x, y и z:

x : y : z = 0,075 : 0,15 : 0,075 = 1 : 2 : 1.

Простейшая формула газа CH_2O.

Найдем молекулярную формулу газа. Для этого рассчитаем относительную молекулярную массу газа по формуле

M_r(газа) = $D_{H2}\cdot M_r(H_2)$ =16·2 = 32.

А $M_r(CH_2O)$ = 20. Разница между M_r(газа) и $M_r(CH_2O)$: 32 – 30 = 2. Эта масса может соответствовать 2 атомам водорода. Следовательно, формула газа CH_4O.

***Ответ*:** молекулярная формула газа CH_4O, или CH_3OH.

Обратите внимание!

1) **обозначим *что как***

Обозначим *формулу вещества AlxSyOz.*

2) **обозначим *что через что***

Обозначим *формулу газа через X.*

Задание для самостоятельной работы

1. Определите простейшую формулу и молярную массу вещества по его составу в массовых долях (в процентах):
а) 48% O; 28% Si; 24% Mg; б) 37,7 % Na; 39,3% O; 23% Si; в) 2% H; 32,3% O; 64,7% Cu; г) 62,5% Pb; 29% O; 8,5% N; д) 31,8% K; 29,0% Cl; 39,2% O; е) 40,2% K; 26,8% Cr; 33%O.

2. При отравлении йодом используют 10% раствор тиосульфата натрия. Найдите формулу этого соединения, содержащего 29,11% Na, 40,51% S, 30,38% O.

3. При взаимодействии 8 г магния с серной кислотой выделяется водород и образуется соль $MgSO_4$. Составьте уравнение реакции. Рассчитайте количество вещества, объем и массу водорода.

4. В результате взаимодействия Al_2O_3 с избытком HNO_3 образовалось 5,4 г воды. Сколько моль и граммов Al_2O_3 вступило в реакцию?

5. К раствору, содержащему 0,2 моль $FeCl_3$, прибавили 0,24 моль NaOH. Сколько моль $Fe(OH)_3$ образовалось и сколько моль $FeCl_3$ не вступило в реакцию?

6. Смешали 7,3 г HCl с 4,24 г NH_3. Сколько граммов NH_4Cl образуется? Найдите объем (н.у.) оставшегося после реакции газа.

7. В результате полного сгорания 6,9 г вещества образовалось 13,2 г диоксида углерода и 8,1 г воды. Плотность паров этого вещества по водороду равна 23. Найдите его молекулярную формулу.

8. Один из ангидридов мышьяка (белый мышьяк) применяют в медицине. Он стимулирует кроветворение, нормализует функцию нервной системы. Определите формулу этого оксида, если при сгорании мышьяка массой 0,15 г получено 0,396 г его оксида.

Раздел 3 СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

3.1 Строение атома. Субатомные частицы

Атом *– это электронейтральная, химически неделимая частица вещества,* ***состоящая*** *из положительно заряженного* ***ядра*** *и отрицательно заряженной* ***электронной оболочки****.*

Атом характеризуется определенной массой, размером, составом, зарядом ядра, строением электронной оболочки и другими свойствами.

Массы атомов изменяются от $1{,}67 \cdot 10^{-27}$ кг (атом водорода) до $4{,}42 \cdot 10^{-25}$ кг (атом Мейтнерия – элемента № 109). Размер атома определяется радиусом *электронной оболочки* (приблизительно 10^{-10} м), а радиус ядра (10^{-14}–10^{-15} м) в 100000 раз меньше радиуса атома (рис. 3.1).

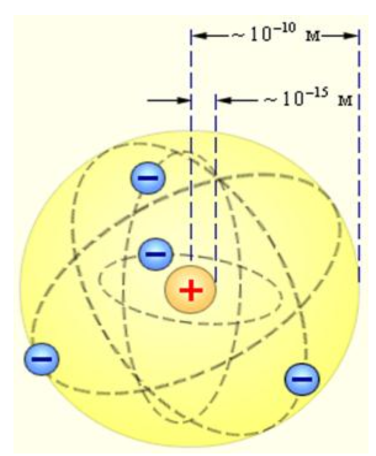


Рисунок 3.1 – Размеры атома и атомного ядра

Почти вся масса атома сосредоточена в его ядре.

Ядро атома ***состоит*** из нуклонов – ***протонов*** и ***нейтронов***.

Протон $^{1}_{1}p$ – это частица с массой 1 а.е.м. и зарядом +1. Верхний индекс в символе протона ($^{1}_{1}p$) обозначает массу, а нижний – заряд.

Закон Мозли:

число протонов определяет заряд ядра (Z) и равно порядковому номеру элемента:

Число протонов = Заряд ядра = Порядковый номер элемента.

Нейтрон $^{1}_{0}n$ – это электронейтральная частица с массой 1 а.е.м.

Сумма числа протонов *и* ***нейтронов*** *в ядре называется* ***массовым числом (А)****.*

Число протонов (Z) + Число нейтронов (N) = Массовое число (А)

Например: массовое число лития $^{7}_{3}Li$ равно

$$\underset{\text{число протонов}}{3} + \underset{\text{число нейтронов}}{4} = \underset{\text{массовое число}}{7}.$$

Массовое число равно относительной атомной массе элемента, округленной до целого числа. Например, относительная атомная масса элемента лития $A_r(Li) = 6{,}94$, а массовое число равно $A(Li) = 7$.

Положительный заряд ядра равен по абсолютной величине отрицательному заряду электронной оболочки, поэтому атом электронейтрален.

Электронная оболочка *– это совокупность всех электронов в атоме.* ***Электрон*** $\bar{e}$ *– это отрицательно заряженная частица, масса которой приблизительно в 1840 раз меньше массы протона.*

Число электронов = Число протонов=Заряд ядра= Порядковый номер элемента.

Пример 3.1. Что обозначает символ ${}^{7}_{3}Li$?

Решение. Символ ${}^{7}_{3}Li$ обозначает изотоп элемента лития (рис. 3.2). Нижний индекс показывает одновременно заряд ядра (Z = +3), количество протонов в ядре ($\sum({}^{1}_{1}p)$ = 3), порядковый номер элемента (№ 3) и количество электронов в электронной оболочке $\sum(\bar{e} = 3)$.

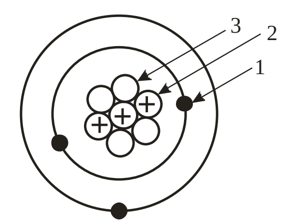


Рисунок 3.2 – Строение атома лития:
1 – электроны; 2 – протоны; 3 – нейтроны

Электроны, протоны и нейтроны называются *субатомными частицами* (табл. 3.1).

Таблица 3.1 – Субатомные частицы

Частица	Заряд	Масса:	
		кг	а.е.м.
Протон	+1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,00728
Нейтрон	0	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,00867
Электрон	-1	$9,11 \cdot 10^{-27}$	0,000549

Пример 3.2. Определить количество субатомных частиц у элемента алюминия *Al*.

Решение. В периодической таблице элементов находим *Al*, его порядковый номер №13, поэтому заряд ядра Z=13. Относительная атомная масса *Al* равна 26,98 а.е.м., тогда массовое число A = 27. Количество протонов равно заряду ядра – ($\sum({}^{1}_{1}p)$ = 13. Количество электронов равно количеству протонов – 13. Количество нейтронов находим из соотношения

Z + N = A, откуда N = A – Z = 27 – 13 = 14.

Атомы одного и того же элемента могут иметь разные массовые числа. Ядра этих элементов содержат одинаковое число протонов и разное число нейтронов.

Разновидности атомов одного элемента, имеющие ***одинаковый заряд ядра****, но* ***разные массовые числа,*** *называются* ***изотопами****.*

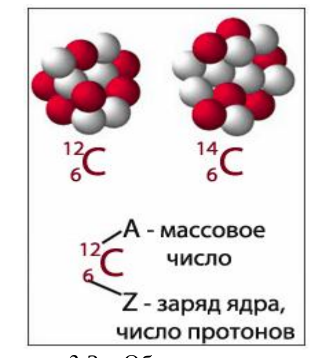


Рисунок 3.3 – Обозначения изотопов элемента углерода

Изотопы обозначают символом химического элемента с двумя индексами слева: верхний показывает массовое число A, нижний – заряд ядра Z (рис. 3.3). Названия и символы изотопов одного элемента одинаковые, например, изотопы элемента кислорода: ${}^{15}_{8}O$, ${}^{16}_{8}O$, ${}^{17}_{8}O$. Исключение – водород, для которого каждый изотоп имеет свое название: протий ${}^{1}_{1}H$, дейтерий ${}^{2}_{1}H$, тритий ${}^{3}_{1}H$ (рис. 3.4).

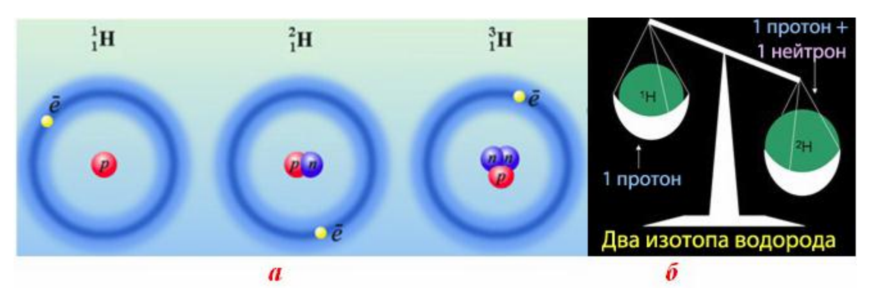


Рисунок 3.4 – Изотопы элемента водорода:
а) модели протия, в ядре которого есть только один протон *p*; дейтерия, в ядре которого имеется один протон *p* и один нейтрон *n*; трития, ядро которого состоит из одного протона p и двух нейтронов n;
б) соотношение масс двух изотопов водорода

Существование изотопов объясняет, почему относительные атомные массы – дробные числа.

Относительная атомная масса элемента *(A_r) в периодической системе – это среднее значение атомных масс его изотопов с учетом их массовых долей в природном элементе.* Формула для расчета A_r:

$$A_{r\ сред} = \frac{\omega_1 \cdot A_{r1} + \omega_2 \cdot A_{r2} + \ldots + \omega_n \cdot A_{rn}}{\omega_1 + \omega_2 + \ldots + \omega_n},$$

где A_{r1}, A_{r2}, A_{rn} – атомные массы изотопов одного элемента; ω_1, ω_2, ω_n – массовые доли изотопов элемента.

Пример 3.3. Природный хлор содержит 77,5% атомов изотопов с массовым числом А = 35 и 24,5% атомов изотопов с массовым числом 37. Рассчитайте относительную атомную массу элемента хлора.

Дано:

$\omega_1({}^{35}_{17}Cl) = 77,5\%$

$A_1({}^{35}_{17}Cl) = 35$

$\omega_2({}^{37}_{17}Cl) = 24,5\%$

$A_2({}^{35}_{17}Cl) = 37$

$A_r(Cl)$ - ?

Решение:

$$A_r(Cl) = \frac{75,5\% \cdot 35 + 24,5\% \cdot 37}{100\%} = 35,453.$$

Ответ:. $A_r(Cl) = 35,453$.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
заряд	заряд	charge	charge	شحنة
изотоп	ізотоп	isotope	isotope	نظير
нейтрон	нейтрон	neutron	neutron	النيوترون
протон	протон	proton	proton	بروتون
порядковый номер	порядковий номер	atomic number	numéro de beric	رقم متسلسل
электронная оболочка	електрона оболонка	electron envelope, electron sheath, electron shell	enveloppe électronique	هالة الاكترون
электронный слой	електронний шар	electron layer	envelope electronique	طبقة الالكترون
электронейтраль-ный	електронейтраль-ний	electroneutral	e'lectron neutre	كهربائيا

Обратите внимание!

1) **что *состоит* из чего**
Ядро атома *состоит* из протонов и нейтронов.
2) **что *определяет* что**
Число протонов *определяет* заряд ядра**.**
3) **что *обозначается* чем**
Изотоп *обозначается* символом химического элемента с двумя индексами.

Контрольные вопросы

1. Что такое атом?
2. Какие частицы входят в состав: а) атома; б) ядра; в) электронной оболочки?
3. Охарактеризуйте протон, нейтрон, электрон (символ, заряд, масса).

4. Чем определяется заряд ядра атома?
5. Что показывает порядковый номер элемента?
6. Что такое массовое число?
7. Как определить количество нейтронов?
8. Как определить количество электронов?
9. Что такое изотопы? Как обозначают изотопы?

Задания для самостоятельной работы

1. Атомы состоят из трех видов частиц: протонов, нейтронов и …
а) молекул; б) электронов; в) ядер; г) ионов.
2. Ядро атома содержит: а) электроны; в) протоны и электроны; б) протоны и нейтроны; г) нейтроны и электроны.
3. Заряд нейтрона равен: а) 0; б) +1; в) –1; г) +2.
4. Укажите заряд электрона: а) –1; б) +1; в) 0; г) –2.
5. Укажите элементарную частицу с наименьшей массой: а) протон; б) нейтрон; в) электрон.
6. Атом какого из элементов имеет заряд ядра +8: а) неон; б) азот; в) железо; г) кислород.
7. Сколько протонов в ядре изотопа $^{24}_{12}Mg$: а) 12; б) 13; в) 24; г) 5?
8. Сколько нейтронов в ядре изотопа $^{15}_{7}N$: а) 7; б) 8; в) 14; г) 15?
9. Относительная атомная масса нейтрона равна :а) $1/1840$ а.е.м.; б) 0; в) 1 а.е.м.; г) 5 а.е.м.
10. Чем отличаются между собой атомы изотопов $^{40}_{19}K$ и $^{39}_{19}K$:
а) массой; в) количеством нейтронов; б) количеством электронов; г) количеством протонов?
11. Сколько электронов, протонов и нейтронов имеет атом элемента с порядковым номером 9?
12. Найдите массовое число элемента с порядковым номером 8 и числом нейтронов в ядре, равным 9.
13. На сколько больше нейтронов имеет ядро хлора $^{37}_{17}Cl$, чем ядро кислорода $^{17}_{8}O$?
14. Массовое число элемента равно 108. Количество электронов в нем 47. Сколько нейтронов содержится в ядре этого атома?
15. Ядро атома некоторого элемента содержит 32 нейтрона, его массовое число равно 59. Какой это элемент?
16. Некоторый элемент состоит из 90% изотопа с массовым числом 20 и 10% изотопа с массовым числом 22. Рассчитайте относительную атомную массу этого элемента.
17. Элемент меди состоит из изотопов: 54,6% $^{64}_{29}Cu$ и 45,4% $^{63}_{29}Cu$. Рассчитайте относительную атомную массу Cu.
18. Элемент магний состоит из 79% изотопа $^{24}_{12}Mg$, 10% изотопа $^{25}_{12}Mg$ и 11% изотопа $^{26}_{12}Mg$. Рассчитайте относительную атомную массу Mg.

3.2 Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа. Атомные орбитали

Согласно квантово-механической теории *электрон имеет двойственную природу*. Это означает, что он проявляет свойства частицы и волны. Подобно частице электрон имеет массу и заряд. В то же время электрон, который находится в постоянном движении, проявляет волновые свойства, например, способность к дифракции и интерференции.

Для описания состояния электрона в атоме пользуются *физической моделью* (*электронное облако*) (рис. 3.5). и *математической моделью* (*орбиталь*).

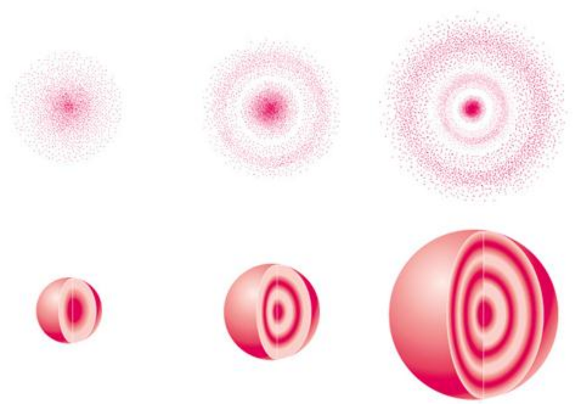


Рисунок 3.5 – Модели электронных облаков разного радиуса

В атоме быстродвижущийся электрон может находиться в любой части пространства вокруг ядра.

> ***Различные положения электрона*** *с определенной плотностью отрицательного заряда в каждой точке называются* ***электронным облаком.***

> ***Орбиталью*** *называют* ***пространство вокруг ядра****, в котором* ***наиболее вероятно нахождение электрона****.*
> ***Электронная орбиталь = Атомная орбиталь.***

Электроны в атоме располагаются не хаотично, а распределяются по *электронным слоям*. Электронные слои характеризуются определенными размерами и энергией, поэтому их называют *энергетическими,* или *квантовыми, уровнями* (*quantum* – в переводе обозначает *порция, дискретность*). *Энергетические уровни подразделяются на энергетические подуровни, а подуровни состоят из орбиталей*.

Разные орбитали одного энергетического уровня отличаются друг от друга формой и ориентацией в пространстве. Одинаковые по форме орбитали разных уровней имеют различную энергию и размеры. Энергию и состояние электрона в атоме характеризуют четырьмя ***квантовыми числами***: ***главным n*** (эн), ***побочным l*** (эль), ***магнитным m*** (эм), ***спиновым s*** (эс) или m_s.

> ***Главное квантовое число n*** *определяет общую энергию электрона в атоме и размеры энергетического уровня.*

Для атома в нормальном (основном) состоянии главное квантовое число ***n*** может иметь целочисленные значения от 1 до 7, а для атома в возбужденном состоянии – от 1 до ∞ (бесконечности). Значение ***n*** = ∞ обозначает, что электрон полностью удален из атома.

Состояние электрона *в атоме, которое* ***характеризуется*** *определенным значением* ***главного квантового числа n*** – это ***энергетический уровень***. Для обозначения энергетических уровней иногда используют латинские буквы (табл. 3.2). Можно сказать так: первый энергетический уровень, или K-слой, второй энергетический уровень, или L-слой.

Таблица 3.2 – Буквенные обозначения энергетических уровней в атоме

Главное квантовое число n	1	2	3	4	5	6	7
Обозначение энергетического уровня	K	L	M	N	O	P	Q

Орбитальное *(азимутальное, побочное)* ***квантовое число l*** *характеризует* ***энергию электрона*** *на энергетическом* ***подуровне*** *и определяет* ***форму орбитали***.

Орбитальное квантовое число может принимать целочисленные значения от 0 до (***n***–1): ***l***=0, 1, 2, …, (***n***–1). *Каждому значению* ***l*** *отвечает определенный* ***энергетический подуровень***, который обозначается латинской буквой (табл. 3.3).

Таблица 3.3 – Обозначение энергетических подуровней

Орбитальное квантовое число l	1	2	3	4	5	6
Обозначение энергетического подуровня	s	p	d	f	g	n

Для определенного значения главного квантового числа ***n*** орбитальное квантовое число ***l*** может иметь n значений, то есть ***количество подуровней*** *на любом энергетическом уровне* ***равно номеру*** *этого* ***уровня*** (табл. 3.4).

Таблица 3.4 – Значения главного и орбитального квантовых чисел для четырех энергетических уровней

Главное квантовое число n (и номер уровня)	***Орбитальное квантовое число l***	***Обозначение энергетических подуровней (n и l)***
1	0	1s
2	0, 1	2s 2p
3	0, 1, 2	3s 3p 3d
4	0, 1, 2, 3	4s 4p 4d 4f

Орбитальное квантовое число определяет форму орбиталей: s-орбитали имеют форму сферы; p-орбитали – объемной восьмерки; d-орбитали – лепестковую форму; f-орбитали – более сложную форму (рис. 3.6 – 3.9).

Пример 3.4. Что обозначает запись $3s^2$?
Решение. В записи $3s^2$ (читаем «три эс два») цифра 2 показывает, что в атоме есть два электрона, которые находятся на третьем энергетическом уровне (потому что ***n*** = 3), на s-подуровне (потому что ***l*** = 0), причем орбиталь имеет сферическую форму, характерную для s-подуровня.

Магнитное квантовое число m *характеризует энергию электрона на орбитали и определяет ориентацию орбитали в пространстве относительно магнитного поля атома.*

Магнитное квантовое число ***m*** может принимать всего (2***l*** + 1) значений: 0 ± 1 ± 2 ±… ±***l***. Каждому значению магнитного квантового числа соответствует своя орбиталь на энергетическом подуровне (табл. 3.5). Например, при ***l*** = 0 магнитное квантовое число может принимать только одно значение: (2***l*** + 1) = (2·0 + 1) = 1, т.е. ***m*** = 0. Это означает, что s-орбиталь имеет одну ориентацию относительно трех осей координат. При ***l*** = 1 (p-подуровень) магнитное квантовое число принимает три значения: ***m*** = –1, 0, +1 (т.к. (2***l*** + 1) = = (2·1 + 1) = 3). Следовательно, на p-подуровне находятся три p-орбитали в форме восьмерки, которые имеют три ориентации в пространстве – относительно осей x, y, z. Аналогично можно рассчитать, что на d-подуровне есть пять орбиталей, на f-подуровне – семь (табл. 3.5, рис. 3.6 – 3.9).

Таблица 3.5 – Количество орбиталей на энергетическом подуровне в зависимости от значений орбитального и магнитного квантовых чисел

Орбитальное квантовое число l	*Орбитали на энергетическом подуровне*	*Значения магнитного квантового числа m*	*Графическое обозначение орбиталей*	*Количество орбиталей на энергетическом подуровне*
l = 0	*s-орбитали*	0	m = 0	1
l = 1	*p-орбитали*	–1, 0, +1	m = –1 0 +1	3
l = 2	*d-орбитали*	–2, –1, 0, +1, +2	m = –2 –1 0 +1 +2	5
l = 3	*f-орбитали*	–3,–2,–1, 0, +1, +2, +3	m= –3 –2 –1 0 +1 +2 +3	7

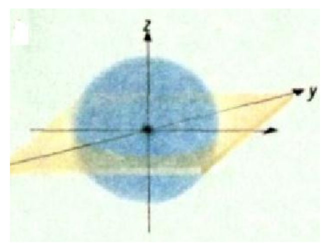


Рисунок 3.6 – Сферическая форма s-орбитали

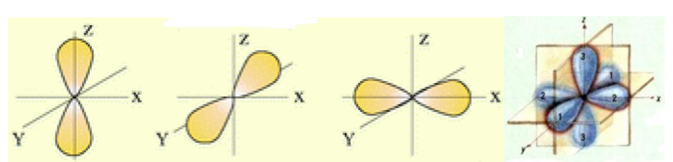


Рисунок 3.7 – Три p-орбитали, ориентированные вдоль осей координат x, y и z

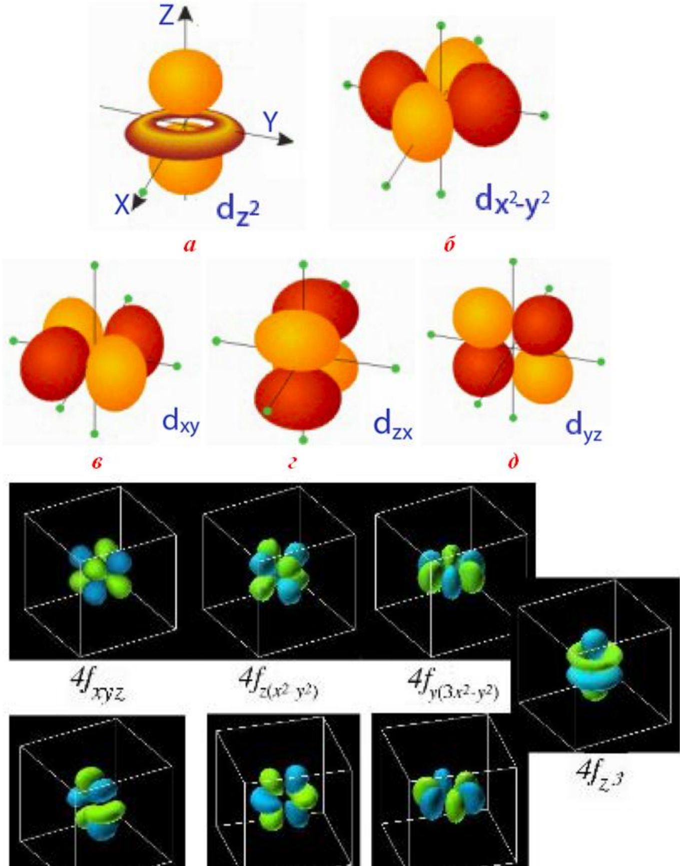


Рисунок 3.8 – Пять d-орбиталей с одинаковой энергией, но разной формой: а) d-орбиталь, расположенную вдоль оси z, обозначают d_z2; б) d-орбиталь, ориентированную вдоль осей x и y, обозначают $d_x2–d_y2$; в, г, д) три d-орбитали, вытянутые между осями координат, обозначают d_{xy} d_{yz}, и d_{xz} (располагаются на биссектрисах между осями координат)

Рисунок 3.9 – Общий вид и обозначения f-орбиталей – их на энергетическом подуровне может быть семь

Каждую орбиталь иногда изображают как энергетическую (или квантовую) ячейку в виде квадрата □ (табл. 3.5).

Спиновое квантовое число**, или **спин m_s** (чаще его просто обозначают символом **s**), **характеризует собственный магнитный момент электрона.

Спиновое квантовое число может иметь только два значения: +1/2 или – 1/2. Графически его изображают с помощью стрелок: [↑] [↓] [↓↑].

Спины электронов, направленные в одну сторону, называются *параллельными*, а в противоположные стороны – *антипараллельными*.

Таким образом, *энергетическое состояние электрона в атоме характеризуется четырьмя квантовыми числами:* ***n, l, m** и **s***. Нужно помнить, что главное квантовое число ***n*** указывает на номер энергетического уровня, совокупность главного ***n*** и орбитального ***l*** квантовых чисел – на энергетический подуровень, а три вместе квантовых числа (***n***, ***l***, ***m***) – на атомную орбиталь, на которой находится электрон. Четвертое квантовое число – спиновое ***s*** – характеризует собственные свойства электрона. Связь между тремя квантовыми числами ***n***, ***l*** и ***m*** показана в табл. 3.6.

Атомную орбиталь схематически изображают в виде квадрата □ или черточки (–). Энергетическое состояние электрона изображают схематически в виде стрелок: [↑↓] или ↑↓.

Таблица 3.6 – Связь между квантовыми числами

Номер уровня и значение n	***Подуровень***	***Орбитали***				
	*Значение орбиталь-ного квантового числа **l***	*Обозна-чение подуровня (**n** и **l**)*	*Значение магнитного квантового числа **m** для каждой орбитали подуровня*	*Схематическое изображение орбиталей*	*Число орбиталей на подуровне **(2l+1)***	*Число орби-талей на уровне n^2*
n =1	0	1s	0	□	1	1
n =2	0	2s	0	□	1	4
	1	2p	–1,0,+1	□□□	3	
n =3	0	3s	0	□	1	9
	1	3p	–1,0,+1	□□□	3	
	2	3d	–2, –1,0,+1,+2	□□□□□	5	
n =4	0	4s	0	□	1	16
	1	4p	–1,0,+1	□□□	3	
	2	4d	–2, –1,0,+1,+2	□□□□□	5	
	3	4f	–3, –2, –1,0,+1,+2,+3	□□□□□□□	7	

Ключевые слова и термины

Русский	**Украинский**	**Английский**	**Французский**	**Арабский**
антипараллельный	антипаралельні	antiparallel (opposite directions)	antiparallele	مضاد التوازي
возбужденное состояние	збуджений стан	excited state	état excité	حالة الارق
волна	хвиля	wave	vague	موجة
квантово-механическая	квантово-механічна	quantum-mechanical	mécanique quantique	الكمية الميكانيكية
квантовые числа:	квантові числа:	quantum numbers:	nombres quaniques:	أعداد الكم : • الرئيسية

• главное • побочное (орбитальное) • магнитное • спин	• головне (n) • побічне (l) (орбітальне) • магнітне (m) • спін (s)	• principal (n) • subsidiary (l) (azmuthal) • magnetic (m) • spin (s)	• principal • cote (orbital) • magnétique • tour	• كوك (المدار) • المغناطيسي • زيادة ونقصان
нормальное (основное) состояние	нормальний (основний) стан	normal (ground) state	normal état	الحالة (المنتظمة) الاعتيادية
ориентация в пространстве	орієнтація у просторі	spatial orientation	orientation spatiale	التوجه في الفضاء
электронное облако	електронна хмара	electron cloud	électrons de nuages	سحابة الكترون
энергетический уровень	енергетичний рівень	energy level	niveau d'énergie	مستوى الطاقة
ячейка	комірка	electron-in-boxes	cellule	الخلية

Обратите внимание!

1) **что *проявляет* что**

Электрон *проявляет* волновые свойства.

2) **что *определяет* что**

Главное квантовое число *определяет* общую энергию электрона в атоме и размеры орбитали.

3) **для обозначения чего *используют* что**

Для *обозначения* энергетических уровней используют латинские буквы.

4) **что *характеризует* что**

Спиновое квантовое число s *характеризует* собственный магнитный момент электрона.

5) **что *изображают* как**

Два электрона в одной квантовой ячейке *изображают* противоположно направленными стрелками.

Контрольные вопросы

1. Какую природу имеет электрон?
2. В виде чего можно представить электрон в атоме?
3. Что такое орбиталь?
4. Какие квантовые числа вы знаете?
5. Что характеризует: а) главное квантовое число; б) орбитальное; в) магнитное; г) спиновое?
6. Какие значения имеет главное квантовое число в атоме в основном и возбужденном состояниях?
7. Что такое энергетические уровни? Как они обозначаются?
8. Какие значения имеет орбитальное квантовое число?
9. Как обозначаются энергетические подуровни?
10. Какие формы имеют s-, p-, d- и f-орбитали? Как графически изображаются орбитали?
11. Какие значения имеет магнитное квантовое число?
12. Какие значения имеет спиновое квантовое число?
13. Какие электроны называются электронами с параллельными спинами, а какие – с антипараллельными?

3.3 Последовательность заполнения электронами орбиталей, энергетических подуровней, уровней

Состояние электрона в атоме можно описать с помощью четырех квантовых чисел ***n, l, m, s***. Для объяснения строения электронных оболочек необходимо знать три фундаментальных положения:

1. Принцип Паули.
2. Принцип наименьшей энергии и правила Клечковского.
3. Правило Гунда.

Принцип Паули:
В атоме не может быть двух или больше электронов *с* ***одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел.***

Из принципа Паули вытекает несколько следствий.

Первое следствие из принципа Паули:
одну орбиталь могут занимать не более двух электронов с антипараллельными спинами.

Например, на первом энергетическом уровне (n=1) и орбитальное, и магнитное квантовые числа могут иметь только по одному значению: *l*=0 (указывает на s-подуровень) и m=0 (указывает на сферическую форму орбитали). На этой единственной орбитали 1s-подуровня могут размещаться всего два электрона, для которых совпадают квантовые числа ***n, l, m***, но различаются значения спинового квантового числа ***s*** ($1s^2$ ⇅), а именно:

1-й электрон: ***n*** = 1, ***l*** = 0, ***m***=0, ***s*** = +1/2;
2-й электрон: ***n*** = 1, ***l*** = 0, ***m***=0, ***s*** = –1/2.

Второе следствие из принципа Паули:
максимальное количество электронов на энергетическом подуровне, *который характеризуется двумя квантовыми числами* ***(n*** *и* ***l), равно 2(2l + 1)***.

Легко подсчитать, что на *s-подуровне* (***l*** = 0) может максимально находиться 2(2·0 + 1) = 2 электрона, на *p-подуровне* (*l* = 1) – 2(2·1 + 1) = 6, на *d-подуровне* (***l*** = 2) – 2(2·2 + + 1) = 10, на *f-подуровне* (***l*** = 3) – 2(2·3 + 1) = 14 электронов (табл. 3.7).

Третье следствие из принципа Паули:
максимальное количество электронов на энергетическом уровне*,* *который характеризуется главным квантовым числом* ***n, равно*** $2n^2$.

Третье следствие позволяет подсчитать максимальное количество электронов на любом энергетическом уровне: *на первом* (n = 1) может находиться $2·1^2$ = 2 электрона, *на втором* – (n = 2) $2·2^2$ = 8, *на третьем* (n = 3) – $2·3^2$ = 18, на четвертом (n=4) – $2·4^2$ = 32 электрона (табл. 3.7).

Наиболее устойчивым является такое состояние атома, при котором электроны находятся на более низких энергетических уровнях. Это утверждение определяет

Принцип наименьшей энергии:
электроны *в атоме* ***заполняют*** *свободные* ***орбитали с минимальными энергиями****, отвечающими их наиболее прочной связи с ядром.*

Энергия электрона на энергетическом подуровне описывается главным и орбитальным квантовыми числами, поэтому от значений ***n*** и ***l*** зависит порядок заполнения атомных орбиталей.

Первое правило Клечковского:
Сначала заполняются подуровни, в которых сумма главного и орбитального квантовых чисел (n + l) является наименьшей.

Второе правило Клечковского:
При одинаковых значениях суммы главного и орбитального квантовых чисел (n+l) заполняются подуровни с меньшим значением n.

Таблица 3.7 – Расчет количества подуровней, орбиталей и электронов на энергетических уровнях

Номер энерге-тического уровня и значение n	***Подуровень***		***Магнитное квантовое число m***	***Число орбиталей***		***Число электронов***	
	значение l	***обозна-чение***		***на подуровне (2l + 1)***	***на уровне n^2***	***на подуровне 2·(2l + 1)***	***на уровне $2n^2$***
n =1	0	s	0	1	1	$2(1s^2)$	2
n =2	0 1	s p	0 -1,0,+1	1 3	4	$2(2s^2)$ $6(2p^6)$	8
n =3	0 1 2	s p d	0 -1,0,+1 -2,-1,0,+1,+2	1 3 5	9	$2(3s^2)$ $6(3p^6)$ $10(3d^{10})$	18
n 4	0 1 2 3	s p d f	0 -1,0,+1 -2,-1,0,+1,+2 -3,-2,-1,0,+1,+2,+3	1 3 5 7	16	$2(4s^2)$ $6(4p^6)$ $10(4d^{10})$ $14(3f^{14})$	32

Пример 3.5. Определите порядок заполнения подуровней 2s, 2p и 3s.
Решение. Рассчитаем для заданных подуровней суммы главного и орбитального квантовых чисел:

2s: n+*l* = 2+0 = 2;
2p: n+*l* = 2+1 = 3;
3s: n+*l* = 3+0 = 3.

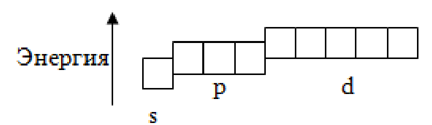
Согласно правилу Клечковского сначала заполняется 2s-подуровень, для которого сумма ***n*+*l*** меньше, за ним – 2p-подуровень, а затем – 3s. 2p-подуровень имеет такую же сумму ***n*+*l***, что и 3s, но характеризуется меньшим значением ***n***.

На основании расчета суммы (*n*+*l*) для всех энергетических подуровней выведена ***шкала энергии*** **–** последовательность, в которой каждый подуровень размещается в порядке возрастания энергии (рис. 3.10):

1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s ≈ 4f ≈ 5d < 6p < 7s ≈ 5f ≈ 6d < 7p.

Для близких по энергии подуровней (4s и 3d, 5s и 4d, 4f и 5d, 5f и 6d) могут наблюдаться отклонения от приведенной последовательности. При этом один (иногда два) электрон занимает подуровень, размещенный справа в приведенном ряду. Это явление имеет название «провала» (проскока) электрона.

В соответствии с приведенной схемой (рис. 3.10) изменяется и энергия электронов: на каждом последующем энергетическом уровне энергия электронов больше, чем на предыдущем, а связь с ядром – меньше. В пределах одного энергетического уровня энергия электронов увеличивается при переходе от s-подуровня на p- и от p- на d-подуровень (рис. 3.11):



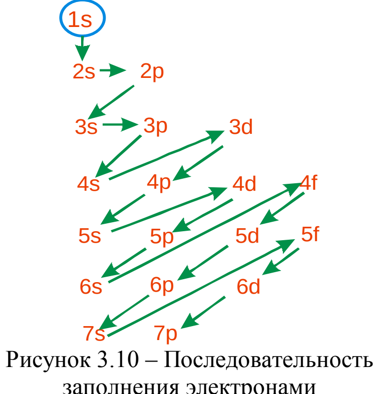


Рисунок 3.10 – Последовательность заполнения электронами энергетических подуровней

Последовательность заполнения орбиталей определяется ***правилом Гунда:***

электроны на орбиталях одного подуровня распределяются так, чтобы их сумарное спиновое число s было максимальным.

Другими словами, на соседних орбиталях одного подуровня сначала размещаются электроны с параллельными спинами, а потом эти же орбитали заполняются электронами уже с антипараллельными спинами. При другом размещении электронов абсолютное значение суммарного спина не будет максимальным. Так, если в атоме на d-подуровне имеется пять электронов, то они размещаются по схеме: *d* | ↑ | ↑ | ↑ | ↑ | ↑ |

Правило Гунда *не запрещает* другого распределения электронов в пределах подуровня. Оно лишь утверждает, что максимальное значение суммарного спина отвечает устойчивому (невозбужденному) состоянию, в котором атом имеет наименьшую энергию. При любом другом распределении электронов энергия атома будет бо́льшей, значит, атом будет находиться в возбужденном нестойком состоянии.

Пример 3.6. Разместите три электрона на орбиталях p-подуровня.

Решение. Для p-подуровня орбитальное квантовое число ***l***=1, ему отвечают три значения магнитного квантового числа m (–1, 0, +1), что соответствует наличию трех орбиталей на энергетическом подуровне.

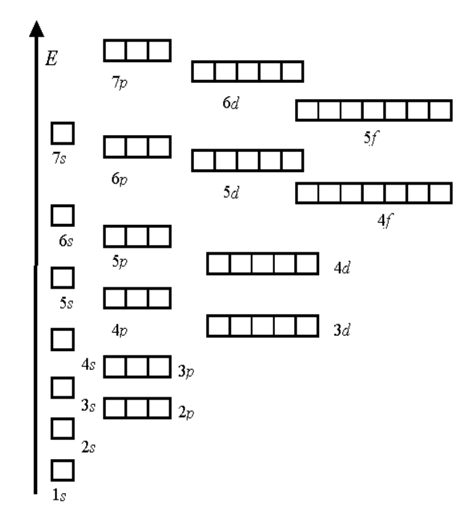


Рисунок 3.11 – Увеличение энергии электрона по мере удаления энергетического уровня от ядра

Введем графическое обозначение для спинового квантового числа с помощью стрелки, направленной вверх ↑ (при s = +1/2) или вниз ↓ (при s = –1/2). Тогда в соответствии с правилом Гунда максимальное значение суммарного спина по абсолютной величине |**Σ(s)**| возможно при таком распределении электронов в пределах подуровня, когда на каждой орбитали находится по одному электрону с одинаковыми значениями спинового квантового числа (s = +1/2 или s = –1/2):

| ↑ | ↑ | ↑ | | ↓ | ↓ | ↓ |

Σ(s) = +1/2 +1/2 +1/2 = +3/2 = |3/2|,   **Σ(s) = (–1/2) + (–1/2) + (–1/2) = (–3/2) = |3/2|.**

При ином расположении электронов на орбиталях сумма спиновых чисел не может быть максимальной, например:

| ↓↑ | ↓ | | | ↑ | ↓ | ↑ |

Σ(s) = (–1/2) + (+1/2) + (–1/2) = (–1/2) = |1/2|,   **Σ(s) = (+1/2) + (–1/2) + (+1/2) = (+1/2) = |1/2|.**

Пример 3.7. С помощью квантовых чисел опишите состояние электрона в атоме:

а) 3*s* [↑] ;
б) 6*d* [| | ↓ | |] .

Решение. а) Обозначение $3s^1$ указывает на размещение электрона на s-подуровне третьего энергетического уровня. Следовательно, главное и орбитальное квантовые числа равны: n = 3, ***l*** = 0. Но значению орбитального квантового числа *l*= 0 отвечает магнитное квантовое число m = 0, а графическому изображению электрона в виде стрелочки, направленной вверх, – значение спинового квантового числа s = + 1/2.

б) Символ 6d указывает, что электрон находится на d-подуровне шестого энергетического уровня, следовательно, главное и орбитальное квантовые числа равны: ***n*** = 6, ***l*** = 2. Чтобы определить остальные квантовые числа, для большей наглядности заполним квантовые ячейки недостающими электронами и запишем для каждой ячейки-орбитали значения магнитного (m) и спинового (s) квантовых чисел, а искомый электрон выделим цветом:

m =	–2	–1	0	+1	+2
6*d*	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑
s =	±1/2	±1/2	±1/2	+1/2	+1/2

Из схемы находим значения магнитного и спинового квантовых чисел для $6d^8$-электрона. Таким образом: n = 6, ***l*** = 2, m = 0, s = –1/2.

Пример 3.8. Разместите электроны по квантовым ячейкам согласно электронной формуле $2s^22p^4$.
Решение. На 2s-подуровне имеется одна орбиталь, на которой может максимально находиться два спаренных электрона, а на 2p-подуровне – три орбитали. По правилу Гунда сначала каждая из трех орбиталей заполняется одним электроном, и только после этого четвертый электрон попадает на первую из полузаполненных p-орбиталей:

.. 2*s* [↑↓] 2*p* [↑↓ | ↑ | ↑] .

Пример 3.9. Значения каких квантовых чисел отличаются для электронов: а) $4f^{14}$ и $5f^{14}$; б) $6s^1$ и $6s^2$; в) $3p^1$ и $3p^3$; г) $2s^1$ и $2p^2$?
Решение. Для ответа построим таблицу и заполним ее:

Зада-ние	***Электрон***	***Квантовые числа***				***Каким квантовым числом отличаются электроны***
		n	***l***	**m**	**s**	
а	$4f^{14}$	**4**	3	+3	–1/2	Главное квантовое число **n**
	$5f^{14}$	**5**	3	+3	–1/2	
б	$6s^1$	6	0	0	**+1/2**	Спиновое квантовое число **s**
	$6s^2$	6	0	0	**–1/2**	
в	$3p^1$	3	1	**–1**	+1/2	Магнитное квантовое число **m**
	$3p^3$	3	1	**+1**	+1/2	
г	$2s^1$	2	**0**	0	+1/2	Орбитальное квантовое число ***l***
	$2p^2$	2	**1**	0	+1/2	

Пример 3.10. Электрон характеризуется набором таких квантовых чисел: n = 3, l = 2, m = -1, m_s =+1/2. Составьте его электронную формулу.
Решение. Значение главного квантового числа (*n = 3*) указывает на третий уровень, а орбитального (*l = 2*) – на d-подуровень. Для определения магнитного квантового числа удобно поместить электрон в соответствующую энергетическую ячейку, откуда видно, что магнитное квантовое число *m* = –1. Значит, электрон находится на второй из пяти d-орбиталей:

m:	–2	–1	0	+1	+2
d		↑			

Значение спинового квантового числа s = +1/2 показывает, что электрон неспаренный. Тогда электронная формула $3d^2$.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
принцип наименьшей энергии	принцип найменшої енергії	aufbau principle		مبدأ الطاقة الأدنى
принцип Паули	принцип Паулі	Pauli’s exclusions principle	principe de Pauli	مبدأ باولي

Контрольные вопросы

1. Какое максимальное количество электронов может находиться на одной орбитали?
2. Сформулируйте принцип Паули.
3. Как определить максимальное количество электронов на энергетическом подуровне, уровне?
4. Сформулируйте принцип наименьшей энергии.
5. По какому правилу распределяются электроны на одном подуровне?

Задания для самостоятельной работы

1. Что определяется с помощью формулы 2(2***l*** + 1)?
а) количество энергетических уровней; б) количество энергетических подуровней; в) количество значений орбитального квантового числа; г) максимальное количество электронов на энергетическом подуровне.

2. Что определяется формулой $2n^2$?
а) количество значений главного квантового числа; б) количество энергетических уровней в атоме; в) максимальное количество электронов на энергетическом уровне; г) максимальное количество электронов в атоме.

3. Какое максимальное количество электронов может находиться на втором энергетическом уровне?
а) 8; б) 2; в) 18; г) 32.

4. Какое максимальное количество электронов может находиться на d-подуровне?
а) 2; б) 10; в) 14; г) 6.

5. В каком случае размещения трех d-электронов показано правильно?
а) | ↑ | ↑ | ↓ | | | ; б) | ↑ | ↑ | ↑ | | | ;
в) | ↓↑ | ↑ | | | | ; г) | ↑ | ↓ | ↑ | | | .

6. Изобразите квантовые ячейки p- и d-подуровней, которые содержат по три, пять и шесть электронов.

3.4 Электронные конфигурации атомов

Электронная конфигурация атома – это **распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням.** *Для условной* ***записи электронной конфигурации*** *применяют* ***электронные формулы.***

Электронные формулы составляют на основании принципа наименьшей энергии и принципа Паули с использованием такого *алгоритма*:

- для каждого электрона указывают номер энергетического уровня с помощью численного значения главного квантового числа ***n*** (табл. 3.6);
- указывают энергетический подуровень с помощью буквенного обозначения орбитального квантового числа ***l*** (табл. 3.6);
- указывают общее количество электронов на энергетическом подуровне с помощью маленькой цифры, которую записывают вверху справа над буквенным символом орбитального квантового числа ***l***.

Например, запись $1s^1$ – это электронная формула, в которой маленькой цифрой обозначен один электрон, который находится на первом энергетическом уровне (***n*** = 1), s-

подуровне (l = 0). Следовательно, электронная формула отражает электронную конфигурацию атома элемента водорода H, в котором имеется один электрон.

Электронную конфигурацию атома элемента скандия $_{21}$Sc, в котором имеется 21 электрон, можно записать электронной формулой $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^1$ или в другом виде, обобщая все подуровни в соответствующие энергетические уровни:

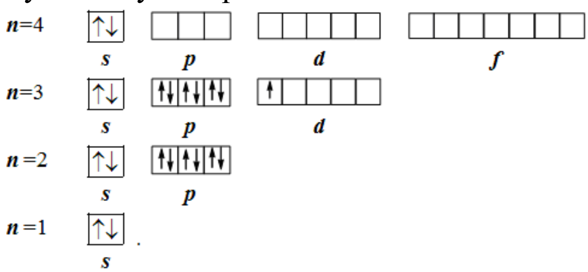
$$\underset{1}{1s^1}\underbrace{2s^2 2p^6}_{2}\underbrace{3s^2 3p^6 3d^1}_{3}\underset{4}{4s^2}\ .$$

Из электронной формулы атома элемента $_{21}$Sc видно, что электронная оболочка содержит два электрона на s-подуровне *первого* энергетического уровня ($1s^2$), два электрона на s-подуровне и шесть электронов на p-подуровне *второго* энергетического уровня, то есть восемь электронов на втором уровне ($2s^22p^6$), два электрона на s-подуровне, шесть электронов на p-подуровне, один электрон на d-подуровне *третьего* энергетического уровня, то есть девять электронов на третьем энергетическом уровне ($3s^23p^63d^1$) и два электрона на s-подуровне *четвертого* энергетического уровня ($4s^2$).

Иногда для упрощения электронных формул вместо внутренних электронных слоев атома в скобках записывается символ *предыдущего инертного элемента*. Ближайшим к скандию $_{21}$Sc предыдущим инертным элементом является Аргон $_{18}$Ar, поэтому *сокращенная электронная формула* скандия имеет вид

$_{21}$Sc: [Ar] $4s^23d^1$.

Для атома можно составить *электронно-графическую схему, которая показывает размещение электронов по квантовым ячейкам, обозначающим орбитали*. С учетом принципа наименьшей энергии внизу размещают ячейки-орбитали первого энергетического уровня (n = 1), над ним – второго (n = 2), затем – третьего (n = 3) и т.д. Для атома скандия $_{21}$Sc электронно-графическую схему изображают так:

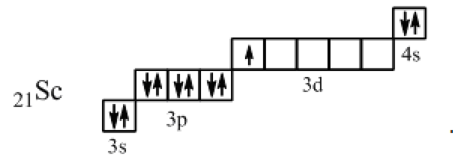


Используют и сокращенные электронно-графические схемы, в которых изображают квантовые ячейки только внешних электронных слоев. Их количество определяется расположением ***формирующего электрона,*** то есть того *электрона,* ***который последним заполняет электронную оболочку*** *атома*. Для атома скандия формирующий электрон (№ 21) находится на 3d-подуровне, поэтому сокращенная электронно-графическая схема должна показывать два уровня:

n=4 s p d f

n=3 .

Или еще проще:



В зависимости от того, *на какой энергетический подуровень поступает формирующий электрон*, элементы делятся на s-, p-, d- и f-*электронные семейства*, объединяющие s-, p-, d- и f-*элементы* соответственно.

Элементы, в атомах которых ***заполняется s-подуровень*** *внешнего энергетического уровня, называются* ***s-элементами***.

Например, литий и бериллий относятся к s-элементам:

$_3Li$: $1s^22s^1$ [↑] [ ][ ][ ] , $_4Be$: $1s^22s^2$ [↑↓] [ ][ ][ ] .
2s 2p 2s 2p

Элементы, в атомах которых ***заполняется р-подуровень*** *внешнего энергетического уровня, называются* ***р-элементами.***

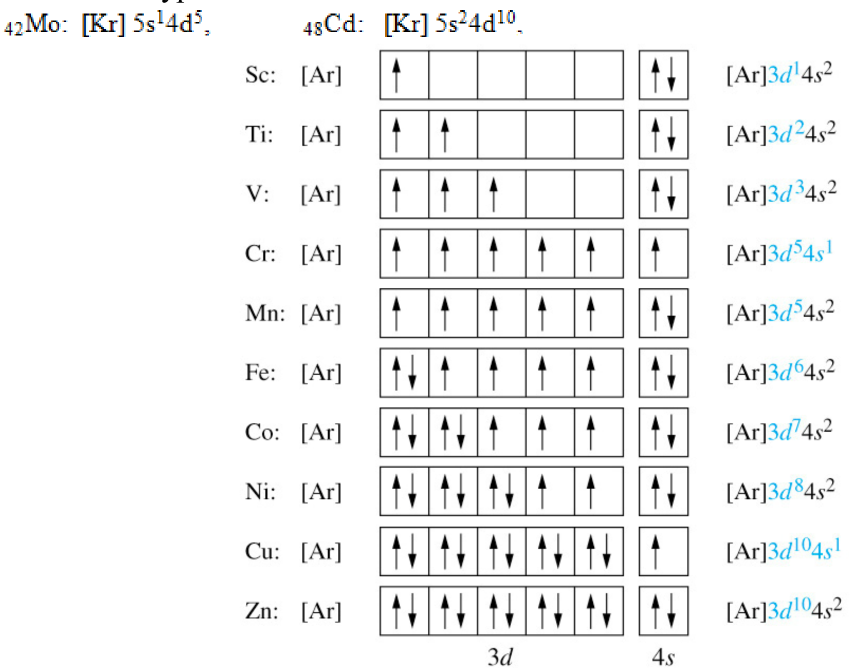
Например, элементы углерод и неон являются р-элементами:

$_6C$: $1s^22s^22p^2$ [↑↓] [↑][↑][ ] , $_{10}Ne$: $1s^22s^22p^6$ [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓] .
2s 2p 2s 2p

Элементы, в атомах которых ***заполняется d-подуровень*** *второго снаружи энергетического уровня, называются* ***d-элементами.***

Например, десять элементов – от скандия до цинка – относятся к d-электронному семейству и являются d-элементами, потому что формирующие электроны в их атомах находятся на d-подуровне:

$_{42}Mo$: [Kr] $5s^14d^5$, $_{48}Cd$: [Kr] $5s^24d^{10}$.



Элементы, в атомах которых ***заполняется f-подуровень*** *третьего снаружи уровня, называются* ***f-элементами.***

Например, элементы церий и протактиний относятся к f-элементам:

$_{58}Ce$: [Xe] $6s^24f^2$, $_{91}Pa$: [Rn] $7s^25f^26d^1$.

Пример 3.11. Составьте электронную формулу и электронно - графическую схему двух внешних энергетических уровней для таких частиц: а) атома Ar; б) иона S^{2-}; в) иона K^+; г) иона Zn^{2+}. Укажите изоэлектронные частицы.

Решение. *Изоэлектронными* называются частицы, которые имеют одинаковые электронные конфигурации, поэтому их строение описывается одинаковыми электронными формулами и одинаковыми электронно-графическими схемами.

а) Порядковый номер элемента Аргона (18) показывает, что атом Ar имеет 18 электронов; расположение в третьем периоде – на наличие трех энергетических уровней, нахождение в восьмой группе – на количество электронов внешнего уровня, равное восьми, а главная подгруппа (VIIIA) свидетельствует о принадлежности Ar к р-электронному семейству. Отсюда электронная формула и электронно-графическая схема для двух внешних уровней атома элемента Аргона имеет вид

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6,$$

2s [↑↓] 2p [↑↓][↑↓][↑↓] 3s [↑↓] 3p [↑↓][↑↓][↑↓] .

б) Порядковый номер химического элемента Сульфура S равен 16, поэтому электронная формула атома S

$$1s^22s^22p^63s^23p^4.$$

Однако заряд иона (–2) показывает, что в ионе S^{2-} на два электрона больше, чем в атоме S, т.е. 16+2=18. Благодаря одинаковому количеству электронов атом Ar и ион S^{2-} являются изоэлектронными частицами и имеют одинаковые электронные формулы и электронно-графические схемы:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$$

... 2s [↑↓] 2p [↑↓|↑↓|↑↓] 3s [↑↓] 3p [↑↓|↑↓|↑↓] .

в) Порядковый номер химического элемента Калия – 19, поэтому атом K содержит 19 электронов, а ион K^+ – на один электрон меньше (19–1=18). Значит, ион K^+ является изоэлектронной частицей по отношению к атому Ar и иону S^{2-}, что видно из электронной формулы иона K^+ и его электронно - графической схемы:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$$

... 2s [↑↓] 2p [↑↓|↑↓|↑↓] 3s [↑↓] 3p [↑↓|↑↓|↑↓] .

г) Ион Zn^{2+} (№ 30) имеет на два электрона меньше, чем атом цинка, поэтому в ионе Zn^{2+} количество электронов составляет 30–2=28. Их размещение в электронной оболочке описывается электронной формулой

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10},$$

а электронно-графическая схема двух внешних энергетических уровней имеет вид

3s [↑↓] 3p [↑↓|↑↓|↑↓] 3d [↑↓|↑↓|↑↓|↑↓|↑↓] .

Следовательно, ион Zn^{2+} не является изоэлектронной частицей атома Ar и ионов S^{2-} и K^+.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
электронная конфигурация атома	електронна конфігурація атома	electronic configuration of an atom	configuration électronique	التوزيع الإلكتروني

Контрольные вопросы

1. Что такое электронная конфигурация атома, электронная формула?
2. Какие элементы называются: а) s-элементами; б) p-элементами; в) d-элементами; г) f-элементами.

Задания для самостоятельной работы

1. Какая электронная формула отвечает атому *Br*:
а) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^24p^5$; *б)* $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^5$; *в)* $1s^22s^22p^63s^23p^64s^24p^65s^24d^5$; *г)* $1s^22s^22p^63s^23p^64s^24p^65s^24d^4$?
2. Составьте электронные формулы для атомов элементов с порядковыми номерами: а) 5; б) 7; в) 9; г) 12; д) 16; е) 21; ж) 23; з) 30.
3. Последний электрон (формирующий) атома элемента описывается такими квантовыми числами: n = 4, l = 1, m = 0, s = + 1/2. Какой это элемент: а) Ga; б) Ti; в) Ge; г) Ca?
4. Последний электрон (формирующий) атома элемента описывается такими квантовыми числами: n = 3, l = 2, m = – 1, s = –1/2. Какой это элемент: а) Fe; б) Co; в) Ni; г) Na?
5. Последний электрон (формирующий) в атоме какого-то элемента описывается такими квантовыми числами:
а) n = 3, l = 1, m = – 1, s = – 1/2; б) n= 2, l = 0, m = 0, s = + 1/2; в) n = 3, l = 2, m = + 2, s = + 1/2; г) n = 3, l = 0, m = 0, s = + 1/2; д) n= 3, l = 0, m = 0, s = – 1/2.
Составьте электронную формулу атома каждого элемента.

3.5 Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева

Периодический закон был открыт Д. И. Менделеевым (1869 г.) задолго до создания квантовой теории строения атома, поэтому первоначальная формулировка ***периодического закона*** была такой:

> ***свойства простых веществ и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от атомных масс элементов.***

Современная формулировка периодического закона учитывает новейшие открытия квантовой химии:

> ***Свойства химических элементов и образованных ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда атомных ядер элементов.***

Порядок заполнения электронами в атомах энергетических уровней, подуровней и орбиталей показывает, что с увеличением заряда ядра происходит *закономерное периодическое повторение электронных структур*, а значит, и *повторение свойств элементов*. Это отражается в ***периодической таблице элементов***, которая является *графическим выражением периодического закона*.

Каждый элемент занимает в периодической таблице определенную клеточку, в которой указаны символ и название элемента, его порядковый номер, относительная атомная масса. В некоторых периодических таблицах иногда приводятся и другие справочные данные (рис. 3.12).

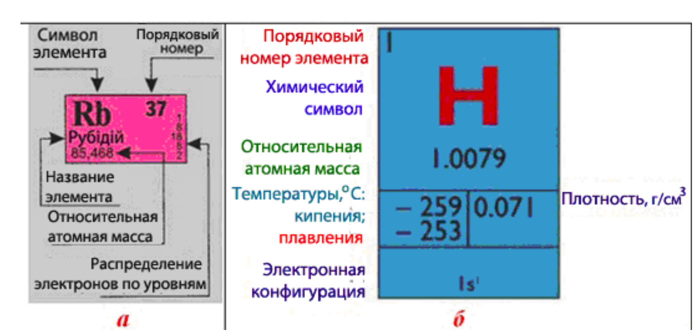


Рисунок 3.12 – Сведения об элементе, приведенные в периодической таблице Д. И. Менделеева

Периодическая система элементов состоит из периодов и групп.

> ***Период*** *– это горизонтальный последовательный ряд элементов, в атомах которых электроны заполняют одинаковое количество энергетических уровней.*

Номер периода = *Номер внешнего уровня* = *Количество заполненных энергетических уровней*.

Например, кальций ($_{20}$Ca: ...4s^2) находится в четвертом периоде (n = 4), поэтому в атоме Ca имеется четыре энергетических уровня, валентные электроны размещаются на внешнем (четвертом) уровне. Элемент стронций ($_{38}$Sr: ...5s^2) находится в пятом периоде (n = 5), значит, в атоме Sr есть пять энергетических уровней и два валентных электрона находятся на пятом уровне. Видно, что у атомов Ca и Sr аналогичная конфигурация внешнего энергетического уровня.

> *Элементы с одинаковой электронной конфигурацией внешнего энергетического уровня называются* ***элементами-аналогами.***

Различие в порядке заполнения как внешних, так и более близких к ядру электронных слоев объясняет *причину разной длины периодов*.

> *В атомах s- и p-элементов идет заполнение электронами внешнего энергетического уровня, у d-элементов – второго снаружи, а у f-элементов – третьего снаружи энергетического уровня.*

*В пределах **одного периода свойства элементов изменяются постепенно**, а при **переходе** от **предыдущего периода** к **последующему** наблюдается **резкое изменение свойств**, обусловленное заполнением нового уровня.*

Постепенное изменение свойств характерно не только для простых веществ, но и для сложных соединений (табл. 3.8).

Первые три периода называются ***малыми,*** а элементы второго и третьего периодов – еще и ***типическими,*** потому что их свойства являются основой для распределения всех других элементов на восемь групп. Остальные периоды называются ***большими.*** Седьмой период – незавершенный.

Все периоды, кроме первого, начинаются со щелочных металлов (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) и заканчиваются, за исключением незавершенного седьмого, инертными элементами (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). Щелочные металлы являются элементами-аналогами, поскольку их атомы имеют одинаковую электронную конфигурацию внешнего слоя (ns^1, где n – главное квантовое число, отвечающее внешнему энергетическому уровню и указывающее номер периода). У инертных элементов, кроме гелия ($1s^2$), тоже одинаковое строение внешнего электронного уровня: ns^2np^6, поэтому они составляют свою подгруппу элементов-аналогов.

Рассмотренная закономерность дает возможность сделать ***вывод***:

периодическое повторение одинаковых электронных конфигураций внешнего электронного слоя *является* ***причиной сходства*** *физических и химических* ***свойств*** *у* ***элементов-аналогов****, потому что именно внешние электроны атомов преимущественно определяют их свойства.*

В ***малых типических периодах*** с увеличением порядкового номера элемента наблюдается постепенное ослабление металлических и усиление неметаллических свойств. Например, атомы всех элементов третьего периода имеют по три электронных слоя. Строение двух внутренних слоев одинаково для всех элементов третьего периода ($1s^22s^22p^6$), а строение внешнего (третьего) слоя различно. При переходе от каждого предшествующего элемента к последующему заряд ядра атома возрастает на единицу и соответственно увеличивается количество внешних электронов. Вследствие этого их притяжение к ядру усиливается, а радиус атома уменьшается. Это и приводит к ослаблению металлических свойств и возрастанию неметаллических.

Вертикальные столбцы элементов в периодической таблице – это ***группы.*** Каждая группа состоит из двух подгрупп: главной (А) и побочной (В). В состав главных подгрупп входят s- и p-элементы, а в состав побочных – d- и f-элементы больших периодов.

Главная подгруппа – *это* ***совокупность элементов****, которые размещаются в периодической таблице* ***вертикально****, имеют* ***одинаковую конфигурацию внешнего электронного слоя*** *и* ***подобные*** *химические* ***свойства****.*

Номер главной подгруппы = Количество внешних электронов.

Например, в атоме элемента серы S $\left(1s^2 2s^2 p^6 \mathbf{3s^2 3p^4}\right)$ на внешнем энергетическом уровне имеется шесть электронов, потому S размещается в главной подгруппе шестой группы и является p-элементом.

Таблица 3.8 – Некоторые свойства элементов третьего периода и их соединений

Электронное семейство	***s-Элементы***		***p-Элементы***					
Символ элемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

Заряд ядра атома	+11	+12	+13	+14	+15	+16	+17	+18
Внешняя электронная конфигурация	$3s^1$	$3s^2$	$3s^23p^1$	$3s^23p^2$	$3s^23p^3$	$3s^23p^4$	$3s^23p^5$	$3s^23p^6$
Атомный радиус, нм	0,189	0,160	0,143	0,118	0,110	0,102	0,099	0,054
Максимальная валентность	I	II	III	IV	V	VI	VII	-
Высшие оксиды и их свойства	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	-
	Осиновые свойства		Амфотерные свой-ства	Кислотные свойства				
Гидраты оксидов (основания или кислоты)	$NaOH$ - сильная щелочь	$Mg(OH)_2$ - слабое основание	$Al(OH)_3$ - амфотерное основание	H_2SiO_3 - слабая кислота	H_3PO_4 - кислота средней силы	H_2SO_4 - сильная кислота	$HClO_4$ - сильная кислота	-
Соединения с водородом	NaH	MgH_2	AlH_3	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl	-
	Твердые солеподобные вещества			Газообразные вещества				

Для элементов одной подгруппы характерно сходство химических свойств (табл. 3.9). Но есть и отличия. Рассмотрим элементы подгруппы IA. Все они, кроме H, – активные металлы. Но с возрастанием радиуса атома и количества электронных слоев, которые экранируют (заслоняют) влияние ядра на валентные электроны, металлические свойства усиливаются. Поэтому Fr – более активный металл, чем Cs, и т.д. А в подгруппе VIIIA по той же причине при увеличении порядкового номера ослабевают неметаллические свойства элементов. Поэтому F – более активный неметалл по сравнению с Cl и т.д.

Таблица 3.9 – Некоторые характеристики элементов IA- и VIIA-подгрупп

Период	**Подгруппа IA**				**Подгруппа VIIA**			
	символ элемента	*Заряд ядра*	*радиус атома, нм*	*внешняя электронная конфигурация*	*символ элемента*	*заряд ядра*	*радиус атома, нм*	*внешняя электронная конфигурация*
II	Li	+3	0,155	$2s^1$	F	+9	0,064	$2s^22p^5$
III	Na	+11	0,189	$3s^1$	Cl	+17	0,099	$3s^23p^5$
IV	K	+19	0,236	$4s^1$	Br	+35	0,114	$4s^24p^5$
V	Rb	+37	0,248	$5s^1$	I	+53	0,133	$5s^25p^5$
VI	Cs	+55	0,268	$6s^1$	At	+85	0,140	$6s^26p^5$
VII	Fr	+87	0,280	$7s^1$	-	-	-	-

***Побочная подгруппа B** – это **совокупность элементов**, которые размещаются в периодической таблице **вертикально** и имеют **одинаковое количество валентных электронов** на внешнем s-подуровне и втором снаружи d-подуровне.*

Следовательно, *в побочные подгруппы входят d-элементы больших периодов, которые имеют одинаковое количество электронов на внешнем и втором снаружи энергетических уровнях*. Поскольку в атомах d-элементов электроны заполняют второй снаружи энергетический уровень, а на внешнем уровне находятся лишь один или два электрона (что является отличительным признаком металлов), эти элементы называют *переходными металлами.*

Например, элементы Cu, Ag, Au являются аналогами, потому что имеют одинаковую электронную конфигурацию внешнего и второго снаружи энергетических уровней: $(\boldsymbol{n}-\boldsymbol{1})d\boldsymbol{n}s^1$, где *n* – номер периода. Они относятся к d-элементам и образуют побочную подгруппу первой группы – IB.

По месту положения элемента в периодической таблице можно получить такую информацию:

1. Порядковый номер элемента показывает заряд ядра (количество протонов) и количество электронов в электронной оболочке.
2. Номер периода показывает количество энергетических уровней в атоме элемента.
3. Номер группы показывает наивысшую степень окисления большинства элементов и число электронов на валентных подуровнях.
4. Номер главной подгруппы показывает количество электронов на внешнем энергетическом уровне, номер побочной подгруппы – количество электронов на внешнем и втором снаружи энергетических уровнях (валентные электроны).

Пример 3.12. Не сверяясь с периодической таблицей, по электронной формуле определить расположение в ней элементов: а) скандия (Sc: …$4s^2 3d^1$); б) цинка (Zn: ...$4s^2 3d^{10}$); в) железа (Fe: ...$4s^2 3d^6$).

Решение. а) Расположение *первых пяти d-элементов* (подгруппы IIIB–VIIB) каждого периода можно определить по сумме внешних s-электронов и d-электронов второго снаружи уровня. Из электронной формулы Скандия (Sc: …**4**$s^{\mathbf{2}} 3d^{\mathbf{1}}$) видно, что он является d-элементом, поэтому находится в побочной подгруппе третьей группы. Номер группы равен сумме валентных электронов (2 + 1 = 3). Номер периода (четыре) равен номеру внешнего энергетического уровня.

б) Расположение *последних двух d-элементов* каждого периода (подгруппы IB и IIB), в атомах которых второй снаружи уровень полностью завершен, можно определить *по количеству электронов на внешнем уровне*. Из электронной формулы цинка (Zn: ...**4**$s^{\mathbf{2}} 3d^{10}$) видно, что он находится в побочной подгруппе второй группы, номер периода – четыре.

в) Триады Fe-Co-Ni, Ru-Rh-Pd и Os-Ir-Pt размещены в побочной подгруппе восьмой группы. Значит, железо (Fe: ...**4**$s^{\mathbf{2}} 3d^{\mathbf{6}}$) находится в подгруппе VIIIB, в четвертом периоде.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
главная подгруппа	головна підгрупа	main group	sous-groupe	رئيسية فرعية
группа	група	group	groupe	مجموعة
период	період	period	période	فترة
побочная подгруппа	побічна підгрупа	side subgroup (transition elements)	sous-accessoire	سلبية فرعية
элементы - аналоги	елементи -аналоги	analog elements	élements analogues	العناصر - ونظائرها

Обратите внимание!

Что *находится в зависимости от* чего?

Свойства элементов *находятся в зависимости* от заряда их ядер.

Контрольные вопросы

1. Сформулируйте периодический закон Д. И. Менделеева.

2. Выберите современную формулировку периодического закона Д. И. Менделеева:

а) свойства элементов и образованных ими простых и сложных соединений находятся в периодической зависимости от электронных конфигураций атомов;

б) электронное строение атомов и свойства элементов, которые от них зависят, находятся в периодической зависимости от атомных масс элементов;

в) свойства элементов и образованных ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величины заряда их атомных ядер.

3. Какое строение имеет периодическая система?

4. Что такое период? Почему периоды содержат разное количество элементов?

5. Какие периоды называются малыми, большими?

6. Что такое группа?

7. Элементы каких электронных семейств находятся в главных подгруппах I и II групп периодической системы: а) s- и p-; б) s- и d-; в) s-; г) p- ?
8. Что показывает номер периода, номер группы?
9. Что такое элементы-аналоги? Являются ли полными электронными аналогами такие элементы: O и S, S и Se, Mn и Te?

3.6 Зависимость химических свойств элементов от электронного строения их атомов

Химические свойства элементов зависят от строения их атомов и положения в периодической системе. При химических реакциях происходит перестройка электронных оболочек атомов – изменение электронной конфигурации внешнего энергетического уровня. Причиной этого является стремление атомов к приобретению наиболее устойчивого состояния, при котором энергетический уровень максимально заполнен электронами.

Энергетические **уровни** и **подуровни**, **полностью заполненные электронами,** называются ***завершенными***. Атомы инертных элементов (*He, Ne, Ar, Kr, Xe*) имеют завершенные энергетические уровни. Они не вступают в химические реакции (за исключением *Xe*). У атомов всех других химических элементов внешние энергетические уровни незавершенные. ***Химические свойства элемента обусловлены способностью его атома отдавать или присоединять электроны.*** Эти свойства характеризуются энергией ионизации, сродством к электрону и электроотрицательностью.

Энергия ионизации (I) *– это минимальная* ***энергия****, необходимая для* ***отрыва электрона*** *от невозбужденного* ***атома:***

$$E + \boldsymbol{I} \rightarrow E^{+} + \bar{e},$$

где символами E и E^{+} обозначены нейтральный атом и положительно заряженный ион (катион) некоторого элемента; ***I*** – энергия ионизации; ē – электрон.

Ионы – это **заряженные частицы**, которые образуются из атомов (или молекул) в результате отрыва или присоединения электронов. **Положительно заряженные ионы** называются **катионами**, **отрицательно** заряженные – **анионами**.

Энергия ионизации измеряется в [кДж/моль] или [эВ/атом] (электрон-вольт на атом). *Величина энергии ионизации характеризует металлические свойства элемента*: чем меньше значение ***I***, тем сильнее металлические свойства.



Рисунок 3.13 – Зависимость энергии ионизации *I* от порядкового номера элемента Z

Щелочные металлы имеют самые низкие значения энергии ионизации (рис. 3.13).

Энергия ионизации зависит от положения элемента в периодической системе, поэтому ***I*** изменяется периодически (рис. 3.13).

Сродство к электрону (F) *– это* ***энергия****, которая* ***выделяется*** *(иногда поглощается) в результате* ***присоединения электрона*** *к нейтральному* ***атому:***

$$E + \bar{e} \rightarrow E^{-} \pm F,$$

где символами E и E^{-} обозначены соответственно нейтральный атом и отрицательно заряженный ион (анион) некоторого элемента; F – сродство к электрону; ē – электрон.

Измеряется сродство к электрону в тех же единицах, что и энергия ионизации: [кДж/моль], или [эВ/атом].

Величина F для атомов элементов имеет периодическую зависимость (рис. 3.14).

По величине сродства к электрону ***F*** *сравнивают неметаллические свойства элементов.* Наибольшее сродство к электрону имеют атомы элементов, которым до завершения внешнего энергетического уровня не хватает одного или двух электронов (табл. 3.10).



Рисунок 3.14 – Зависимость сродства к электрону F от порядкового номера элемента Z

К ним относятся p-элементы седьмой группы (*F, Cl, Br, I*). Наименьшую величину ***F*** имеют атомы с завершенными или полузаполненными энергетическими уровнями, имеющими конфигурацию s^2 (*Be, Mg*), s^2p^6 (*Ne, Ar*) или s^2p^3 (*N, P*). Это объясняется так. Присоединение одного электрона к атомам бериллия, азота и неона энергетически невыгодно, потому что при этом образуются очень неустойчивые однозарядные анионы.

Таблица 3.10 – Значение энергии сродства к электрону у элементов II периода

Элемент	***Li***	***Be***	***B***	***C***	***N***	***O***	***F***	***Ne***
Внешний энергетический уровень	$2s^1$	$2s^2$	$2s^22p^1$	$2s^22p^2$	$2s^22p^3$	$2s^22p^4$	$2s^22p^5$	$2s^22p^6$
Энергия сродства к электрону, эВ	0,5	–0,6	0,2	1,2	–0,1	1,5	3,6	–0,6

Электроотрицательность – это **способность атомов** данного элемента **притягивать** к себе **общие электронные пары.**

Электроотрицательность обозначается ***ЭО,*** или **χ,** и измеряется в [кДж/моль], или [эВ/атом].

Электроотрицательность элемента определяют как полусумму энергии ионизации и сродства к электрону:

$$\chi = \frac{1}{2} (\boldsymbol{I}_1 + \text{F}).$$

В периоде электроотрицательность элементов возрастает с увеличением порядкового номера элемента (табл. 3.11). Наименьшее значение ЭО имеют s-элементы первой группы, а наибольшие – p-элементы седьмой группы.

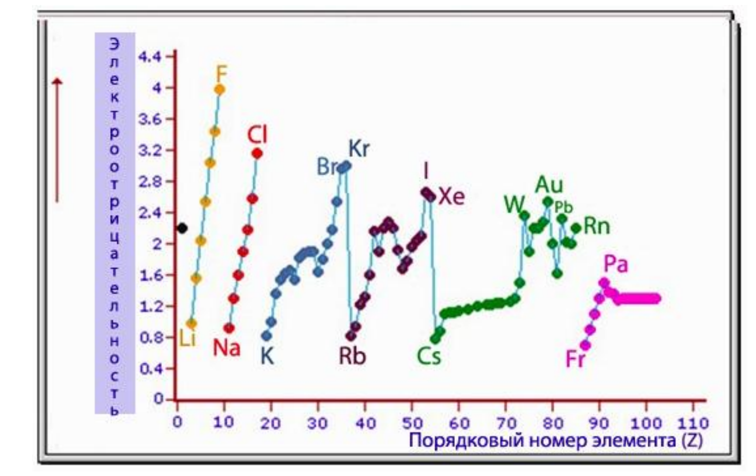


Рисунок 3.15 – Зависимость электроотрицательности χ от порядкового номера элемента Z

В пределах главной подгруппы электроотрицательность уменьшается с увеличением порядкового номера элемента. Самым электроотрицательным элементом является фтор F (рис. 3.14).

Таблица 3.11 – Усредненные значения электроотрицательностей элементов

Группа Период	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
1	H 2.20																	He
2	Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
3	Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
4	K 0.82	Ca 1.00	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.00
5	Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.60
6	Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn 2.2
7	Fr 0.7	Ra 0.9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
Лантаноиды	*	La 1.1	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27		
Актиноиды	**	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.13	Cm 1.28	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.291		

Рассмотрим, как изменяются строение атомов и химические свойства элементов третьего периода (табл. 3.12). Атом каждого элемента имеет три энергетических уровня. Строение двух первых энергетических уровней одинаковое ($1s^22s^22p^6$), а третьего, внешнего, – разное. В пределах одного периода с увеличением заряда ядра количество энергетических уровней не изменяется, а количество электронов на внешнем уровне увеличивается. Притяжение валентных электронов к ядру усиливается, поэтому атомные радиусы уменьшаются, а энергия ионизации и сродство к электрону увеличиваются. Отклонения от закономерности у Mg, P и Ar объясняются повышенной устойчивостью заполненных 3s- (у Mg), 3p-подуровней (у Ar) и полузаполненного 3p-подуровня у P. *В периоде неметаллические свойства усиливаются, металлические свойства ослабевают*.

Третий период начинается щелочным металлом Na. За ним следует второй типичный металл – Mg, а Al проявляет амфотерные свойства. От Na до Al металлические свойства ослабевают. Элементы Si, P, S, Cl – неметаллы. Неметаллические свойства усиливаются от Si до Cl. Хлор – типичный неметалл. Период заканчивается инертным элементом – Ar.

Такие изменения свойств элементов наблюдаются во всех периодах. В больших периодах металлические свойства ослабевают медленнее, чем в малых. Это объясняется тем, что большие периоды содержат d- или f-элементы.

Таким образом, ***химические свойства элементов изменяются периодически с изменением их порядкового номера и строения внешних энергетических уровней***.

Рассмотрим, как изменяются свойства у элементов главной подгруппы первой группы (табл. 3.13).

Элементы одной подгруппы имеют одинаковое строение внешнего энергетического уровня и подобные химические свойства. В группе с увеличением заряда ядра растет количество энергетических уровней (их число равно номеру периода), увеличиваются атомные радиусы, но количество электронов на внешнем энергетическом уровне одинаково. При этом притяжение внешних электронов к ядру ослабевает, энергия ионизации уменьшается. Поэтому *в главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента их металлические свойства усиливаются, а неметаллические – ослабевают*.

Таким образом, *периодическое повторение одинаковых электронных конфигураций внешнего энергетического уровня обуславливает периодическое изменение свойств элементов*.

Таблица 3.12 – Некоторые свойства элементов третьего периода

Электронное семейство	***s-Элементы***		***p-Элементы***					
Символ элемента	**Na**	**Mg**	**Al**	**Si**	**P**	**S**	**Cl**	**Ar**
Группа	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Заряд ядра	+11	+12	+13	+14	+15	+16	+17	+18
Электронная конфигурация	$3s^1$	$3s^2$	$3s^23p^1$	$3s^22p^2$	$3s^22p^3$	$3s^22p^4$	$3s^22p^5$	$3s^22p^6$
Атомный радиус, *нм*	0,189	0,160	0,143	0,118	0,110	0,102	0,099	0,154
Энергия ионизации, *эВ*	5,14	7,64	5,98	8,15	10,49	10,36	13,01	15,75
Сродство к электрону, *эВ*	0,3	-0,2	0,2	1,8	0,8	2,1	3,6	-0,4

Таблица 3.13 – Некоторые свойства элементов главной подгруппы первой группы

Элементы	***Номер периода***	***Заряд ядра***	***Атомный радиус,*** *нм*	***Энергия ионизации,*** *эВ*	***Электроотри-цательность***
Li	II	+3	0,155	5,39	1,0
Na	III	+11	0,189	5,14	0,9
K	IV	+19	0,236	4,34	0,8
Rb	V	+37	0,248	4,18	0,8
Cs	VI	+55	0,268	3,89	0,7
Fr	VII	+81	0,280	3,83	0,8

Пример 3.13. Чем объясняется расположение элементов серы и хрома в одной группе периодической системы элементов? Что общего и какие отличия имеются в строении атомов этих элементов?

Решение. Составим электронные формулы атомов для элементов серы и хрома, учитывая промотирование одного электрона с 4s- на 3d-подуровень в атоме Cr:

$$_{16}S:\ 1s^22s^22p^63s^23p^4,\quad _{24}Cr:\ 1s^22s^22p^63s^23p^63d^54s^1.$$

Оба элемента имеют по шесть валентных электронов, поэтому находятся в одной группе периодической системы Д. И. Менделеева – в шестой. Но сера, являясь p-элементом и имея на внешнем энергетическом уровне шесть электронов ($3s^23p^4$), располагается в главной подгруппе и в свободном состоянии проявляет свойства типичного неметалла. В атомах хрома идет заполнение второго снаружи энергетического уровня ($3d^5$), поэтому он относится к d-элементам и находится в побочной подгруппе. Наличие на внешнем слое в атомах Cr только одного электрона ($4s^1$) объясняет принадлежность к достаточно активным металлам.

Находясь в одной группе, оба элемента проявляют одинаковую высшую валентность VI и образуют кислотные оксиды (SO_3 и CrO_3), которым в качестве гидроксидов отвечают кислоты H_2SO_4 и H_2CrO_4.

Пример 3.14. Сравните электронные структуры валентных электронов для элементов подгруппы VIIA с валентными электронами элемента марганца. Чем объяснить, что типичный неметалл Cl и типичный металл Mn, не являющиеся элементами-аналогами, располагаются в одной группе периодической системы Д. И. Менделеева? Какую высшую валентность проявляют эти элементы и в каких соединениях?

Решение. При химических взаимодействиях важнейшую роль играют валентные электроны. В атомах s- и p-элементов валентными являются s- и p-электроны внешнего слоя, а в атомах d-элементов – в первую очередь s-электроны внешнего слоя и d-электроны второго снаружи энергетического уровня. Электронные формулы элементов VIIA-подгруппы (галогенов) показывают, что эти элементы – электронные аналоги, имеющие одинаковую конфигурацию валентных электронов (ns^2np^5), в отличие от марганца, для которого электронными аналогами будут элементы со структурой валентных слоев $(n\text{–}1)d^5ns^2$:

$$_{9}F:\ ...2s^22p^5,\quad _{17}Cl:\ ...3s^23p^5,\quad _{35}Br:\ ...4s^24p^5,\quad _{53}I:\ ...5s^25p^5,$$

$_{25}Mn$: ...$4s^2 3d^5$.

Одинаковое количество валентных электронов (семь) предопределяют расположение Cl и Mn в одной группе (VII) периодической системы элементов, а разная структура валентных слоев обусловливает принадлежность к разным подгруппам: р-элемента хлора – к главной (VIIA), а d-элемента марганца – к побочной (VIIB).

Несмотря на то, что хлор является типичным неметаллом, а марганец – типичным металлом, при переходе в высшую степень окисления их атомы приобретают одинаковую электронную конфигурацию ns^2np^6:

$$Cl^0 - 7\bar{e} \rightarrow Cl^{+7} \quad (...2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 - 7\bar{e} \rightarrow ...\mathbf{2s^2 2p^6}),$$
$$Mn^0 - 7\bar{e} \rightarrow Mn^{+7} \quad (...3s^2 3p^6 4s^2 3d^5 - 7\bar{e} \rightarrow ...\mathbf{3s^2 3p^6}).$$

Одинаковое количество валентных электронов в атомах Mn и Cl объясняет и одинаковую величину высшей валентности – VII, характерную для этих элементов. По этой причине элементы Cl и Mn имеют одинаковое количественное соотношение составных частей в высших оксидах (Cl_2O_7 и Mn_2O_7), соответствующих им гидроксидах (хлорная $HClO_4$ и марганцевая $HMnO_4$ кислоты) и солях (калий *пер*хлорат $KClO_4$ и калий *пер*манганат $KMnO_4$).

Пример 3.15. У какого элемента: а) магния или кальция; б) калия или меди – сильнее выражены металлические свойства?

Решение. а) Элементы Mg и Ca находятся в одной подгруппе (IIA), имеют одинаковую конфигурацию внешнего энергетического уровня (ns^2), но их размещение в разных периодах свидетельствует о разноь количестве энергетических уровней: в атомах магния их три, а в атомах кальция – четыре. Следовательно, атомный радиус у кальция больше, чем у магния, и валентные электроны слабее притягиваются к ядру, поэтому Ca является более активным металлом по сравнению с Mg.

б) Как видно из электронных формул, калий ($4s^1$) и медь ($4s^1 3d^{10}$) – это элементы IV периода, I группы, но калий размещается в главной подгруппе, а медь – в побочной. Оба элемента имеют по одному электрону на внешнем энергетическом уровне, однако в атоме Cu имеется полностью заполненный предвнешний 3d-подуровень. Увеличение количества электронов способствует уменьшению атомного радиуса благодаря более сильному притяжению к ядру. А это влечет за собой заметное уменьшение энергии ионизации, поэтому металлические свойства у калия сильнее, чем у меди.

Пример 3.16. У какого элемента – хлора или йода – сильнее выражены неметаллические свойства?

Решение. Хлор и йод – это элементы VIIA-подгруппы, полные электронные аналоги, однако хлор, находясь в III периоде, имеет три энергетических уровня, а йод (V период) – пять. По этой причине атомный радиус у хлора значительно меньше, чем у йода (а сродство к электрону, наоборот, больше у Cl), и поэтому неметаллические свойства у хлора выражены сильнее, чем у йода.

Пример 3.17. Составьте формулы и укажите химический характер оксидов для Cr^{II}, Cr^{III}, Cr^{VI} и отвечающих им гидроксидов.

Решение. Для двухвалентного хрома (Cr^{II}) формула оксида имеет вид CrO, для Cr^{III} – Cr_2O_3, для Cr^{VI} – Cr_2O_7. Химический характер оксидов и отвечающих им гидроксидов зависит от валентности элемента: по мере повышения валентности основные свойства ослабевают, появляются амфотерные, а затем кислотные, которые постепенно усиливаются. Значит, оксид CrO проявляет основный характер, ему соответствует основание $Cr(OH)_2$. Оксид Cr_2O_3 амфотерен и соответствующее ему основание $Cr(OH)_3$ тоже амфотерное. Оксид Cr_2O_7 проявляет кислотные свойства, значит, соответствующий ему гидроксид является кислотой и имеет формулу H_2CrO_4, или $H_2Cr_2O_7$.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
энергия ионизации	енергія іонізації	ionization energy	energie ionisation	تأين الطاقة
сродство к электрону	спорідненість до електрона	electron affinity	affinitéélectronique	تقارب مع الإلكترون
электро-отрицательность	електро-негативність	electronegativity	electronegativé	كهروسلبية

Контрольные вопросы

1. Какие энергетические уровни называются завершенными?
2. Атомы каких элементов имеют завершенные энергетические уровни?
3. Что такое энергия ионизации?
4. Что такое сродство к электрону?
5. Что такое электроотрицательность?
6. Как изменяются свойства элементов: а) в главных подгруппах; б) в периодах?
7. Почему свойства элементов изменяются периодически?

Задания для самостоятельной работы

1. Какими элементами начинаются и заканчиваются II-VI периоды периодической системы:
а) щелочными и инертными; в) неметаллическими и галогенными; б) щелочными и галогенными; г) щелочноземельными и инертными?

2. Как изменяются некоторые характеристики атома при увеличении порядкового номера элемента в главной подгруппе периодической системы:
а) увеличивается количество электронов на внешнем энергетическом уровне; б) уменьшается радиус атома; в) увеличивается радиус атома; г) уменьшается количество электронов на внешнем энергетическом уровне?

3. Дайте характеристику элемента по положению в периодической системе и строению атома для: а) Na; б) P; в) Fe; г) Ca; д) C. Используйте план:
1) положение элемента в периодической системе (№ периода, № группы, главная или побочная подгруппа); 2) строение атома (заряд ядра атома, количество протонов и нейтронов в ядре и электронов в электронной оболочке); 3) электронное строение атома (количество энергетических уровней в атоме, количество электронов на внешнем энергетическом уровне; завершен ли он?); 4) характеристика элемента как простого вещества.

Образец ответа

1) Na находится в третьем периоде, первой группе, главной подгруппе.

2) Заряд ядра Na равен 11, количество электронов равно количеству протонов 11, количество нейтронов 23 – 11 = 12.

3) Электронная формула Na: $\underset{1}{1s^2}\underbrace{2s^2 2p^6}_{2}\underset{3}{3s^1}$. В атоме три энергетических уровня, на внешнем энергетическом уровне один электрон, внешний энергетический уровень не завершен.

4) Na – типичный металл.

3.7 Значение периодического закона и периодической системы элементов Д. И. Менделеева

Периодический закон является одним из основных законов природы. Он показал взаимосвязь химических элементов. Периодическая система – это природная классификация всех химических элементов.

Изменение свойств элементов в периодах и группах схематически можно изобразить таким образом.

В периоде с возрастанием заряда ядра атома (или порядкового номера элемента):

- уменьшается атомный радиус;
- увеличивается энергия ионизации;
- уменьшается сродство к электрону;
- увеличивается электроотрицательность;

- усиливаются неметаллические свойства;
- ослабевают металлические свойства.

В главных подгруппах с возрастанием заряда ядра атома (или порядкового номера элемента):

- увеличивается атомный радиус;
- уменьшается энергия ионизации;
- уменьшается сродство к электрону;
- уменьшается электроотрицательность;
- ослабевают неметаллические свойства;
- усиливаются металлические свойства.

Значение периодического закона и периодической системы заключается в предвидении существования новых элементов. Закономерность периодического изменения свойств элементов используется в современной химии, разнообразных технологиях.

Раздел 4 ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Химическая связь *– это* ***способ соединения*** *двух или нескольких* ***атомов****, в результате которого* ***образуется химически устойчивая*** *двухатомная или многоатомная* ***система*** *(молекула, ион, радикал, кристалл).*

4.1 Теория химического строения

Основные понятия о строении химических соединений изложены в ***теории химического строения*** А. М. Бутлерова (1861, которая включает такие положения:

1. Атомы в молекулах ***соединяются*** *друг с другом в* ***соответствии*** *с их* ***валентностями.***

2. ***Атомы размещаются*** *в молекулах не хаотично, а* ***в определенной последовательности****.*

Порядок и пространственное расположение атомов в молекуле, а также характер химических связей между ними называются ***химическим строением****.*

Графически химическое строение изображают с помощью структурных формул, в которых показана последовательность соединения атомов, а черточками обозначены химические связи. Например, структурные формулы серной и фосфорной кислот и соли дифосфата (пирофосфата) калия имеют вид:

H–O, H–O, S, O, O; H—O, H—O—P═O, H—O; KO—P(=O)(OK)—O—P(=O)(OK)—OK .

3. ***Свойства*** *соединений* ***зависят*** *не только* ***от качественного и количественного состава****, но и от химического* ***строения*** *их молекул.*

4. ***В молекулах*** *существует* ***взаимное влияние атомов*** *– как тех, что соединены непосредственно, так и тех, что отделены друг от друга промежуточными атомными группами.*

Для примера можно рассмотреть свойства атома водорода в таких соединениях: метан CH_4, вода H_2O, аммиак NH_3, гидроксид натрия NaOH. Условно выделим один атом H в каждом соединении: **H**–CH_3, **H**–OH, **H**–NH_2, **H**–ONa. Если сравнить отношение выделенных атомов **H** к металлам, кислотам, щелочам и другим веществам, то станет понятно, что они ведут себя в химическим реакциях по-разному благодаря влиянию соединенных с ними атомных групп.

5. ***Химическое строение*** *вещества* ***устанавливается*** *при изучении его* ***свойств*** *и, наоборот, на основании* ***химического строения*** *можно* ***прогнозировать свойства*** *соединений.*

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
непосредственно	безпосередньо	directly	directement	بشكل
последовательность	послідовність	succession, sequence	séquence	تتابع
размещаться	розміщуватися	take seats, places;	placé	نشر
располагаться	розташовуватися	take up position, settle	se ranger	حل

Контрольные вопросы

1. Дайте определение понятия «химическая связь».
2. Что называется химическим строение вещества?
3. Сформулируйте основные положения теории химического строения веществ.
4. От чего зависят свойства химических соединений?

4.2 Валентность

В теории химической связи используется понятие *валентности*. Различают стехиометрическую валентность, которая характеризует количественное соотношение атомов в молекуле, и ковалентность, или спинвалентность.

> ***Ковалентность, спинвалентность*** *– это количество связей, которое* ***определяется числом неспаренных электронов*** *в атоме, находящемся в* ***основном состоянии****, или числом неспаренных электронов, которые появляются в* ***атоме при его возбуждении.***

Например, атом элемента кислорода имеет в основном состоянии два неспаренных электрона, а атом азота – три. Эти электроны могут принимать участие в образовании соответствующего количества ковалентных связей, поэтому ковалентность O равна двум, а ковалентность N – трем:

$_8$O: $2s^22p^4$ [↑↓] [↑↓|↑|↑] (2s, 2p) $\cdot\ddot{O}\cdot$ + 2H$\cdot$ → H:Ö:H,

$_7$N: $2s^22p^3$ [↑↓] [↑|↑|↑] (2s, 2p) $\cdot\ddot{N}\cdot$ + 3H$\cdot$ → H:Ö:H.
H

При химических реакциях атомы могут переходить в возбужденное состояние, в результате чего двухэлектронные облака распадаются на одноэлектронные: спаренные электроны распариваются. Например, атом углерода (C: $2s^22p^2$) в основном состоянии имеет два неспаренных электрона, поэтому его ковалентность равна двум:

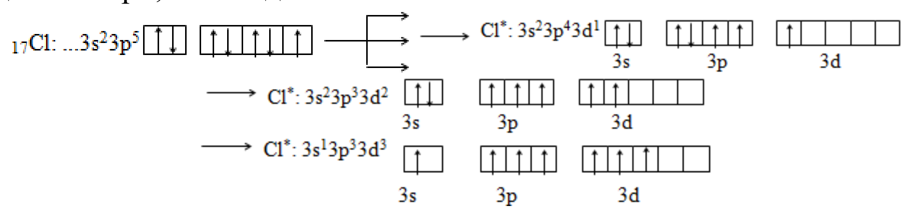
C ... 2s [↑↓] 2p [↑|↑|] .

При переходе в возбужденное состояние электронная конфигурация атома изменяется (C*: $2s^12p^3$), появляется четыре неспаренных электрона. При этом углерод приобретает ковалентность четыре (записывается IV):

C* 2s [↑] 2p [↑|↑|↑] .

У атомов следующих элементов нет свободных орбиталей: N ($2s^22p^3$), O ($2s^22p^4$), F ($2s^22p^5$). Поэтому атом N может проявлять ковалентность три, атом O – два, а атом F – один.

У атомов элементов третьего периода на внешнем энергетическом уровне имеется вакантный d-подуровень, куда при возбуждении могут переходить s- и p-электроны внешнего слоя. Например, атом хлора в основном состоянии проявляет ковалентность один, а при возбуждении – три, пять и даже семь:



Пример 4.1. Какую ковалентность могут проявлять атомы элементов S и Ti в основном и возбужденном состояниях?

Решение. Ковалентность определяется по числу неспаренных электронов. В основном состоянии ковалентность обоих элементов равна двум, т. к. атомы S (…$3s^23p^4$) и Ti (…$4s^23d^2$) имеют по два неспаренных электрона, что видно из электронно-графических схем:

S ... 3s ↑↓ 3p ↑↓ ↑ ↑ ;

Ti ... 3d ↑ ↑ 4s ↑↓ .

При переходе в возбужденное состояние происходит распаривание спаренных электронов, в результате чего в атоме серы появляется шесть неспаренных электронов (ковалентность VI), а в атоме титана – четыре (ковалентность IV):

S* 3s ↑ 3p ↑ ↑ ↑ 3d ↑ ↑ ;

Ti* 3d ↑ ↑ ↑ 4s ↑ .

Пример 4.2. Чем можно объяснить, что элементы VIA-подгруппы кислород O и селен Se проявляют разную высшую валентность?

Решение. Расположение валентных электронов в атоме кислорода отражается электронно-графической структурой:

2s ↑↓ 2p ↑↓ ↑ ↑

Количество неспаренных электронов в атоме O обусловливает ковалентность кислорода, равную двум. Отсутствие на втором энергетическом уровне d-подуровня является препятствием для перехода O в возбужденное состояние, распаривания спаренных электронов и проявления более высокой валентности.

В основном состоянии атома селена распределение электронов на внешнем уровне описывается электронно-графической схемой:

Se ... 4s ↑↓ 4p ↑↓ ↑ ↑ 4d .

Видно, что ковалентность Se в основном состоянии тоже равна двум. В отличие от кислорода атом Se может перейти в возбужденное состояние. На четвертом энергетическом уровне он имеет незаполненный электронами d-подуровень. В возбужденном состоянии атом Se может приобрести четыре или шесть неспаренных электронов (за счет распаривания электронных пар и перехода электронов с s- и p-подуровней на d-подуровень). Это соответствует валентностям IV и VI:

Se* ... 4s ↑↓ 4p ↑ ↑ ↑ 4d ↑ ;

Se* ... 4s ↑ 4p ↑ ↑ ↑ 4d ↑ ↑ .

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
возбужденное состояние	збуджений стан	excited state, set state	état excité	حالة الارق
ковалентность	ковалентність	covalence	covalence	
неспаренный	неспарений	uncoupled, unpaired	impaire	غير مزاوج
распариваться	розпаровуватися	break apart	compagnon	تبخر
распределение	розподілення	distribution	distribution	التوزيع

Контрольные вопросы

1. Что называется ковалентностью (или спинвалентностью)?
2. Какую ковалентность могут проявлять атомы элементов H, O, N, C, F? Почему?
3. Чем объяснить, что атомы элементов F и Cl проявляют в своих соединениях разную высшую валентность?
4. Какую ковалентность могут проявлять атомы элемента Si в основном и возбужденном состояниях?

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильных может быть несколько.

1. Что определяется числом неспаренных электронов в атоме, который находится в основном или возбужденном состоянии:

а) стехиометрической валентностью; б) гибридизацией;
в) полярностью; г) ковалентностью?

2. Чем можно объяснить, что элемент VIA-подгруппы кислород не проявляет высшую валентность, равную номеру группы:
а) большим значением сродства к электрону; б) зарядом ядра атома; в) невозможностью увеличивать количество неспаренных электронов из-за отсутствия d-подуровня на втором энергетическом уровне; г) положением элемента в шкале электроотрицательностей?
3. Атомы какого элемента способны проявлять ковалентность, равную VII:
а) F; б) Cl; в) S; г) Se?
4. Почему атомы элемента серы S в своих соединениях проявляют четную переменную валентность:
а) атом S в основном состоянии имеет два неспаренных электрона, а при переходе в возбужденное состояние происходит последовательное распаривание неподеленных электронных пар – это увеличивает валентность на две единицы; б) на внешнем энергетическом уровне атома S имеется незаполненный d-подуровень; в) это объясняется положением S в периодической таблице элементов; г) S является активным неметаллом, поэтому может образовывать соединения с высшей валентностью, равной номеру группы?
5. Валентные электроны атома серы в основном или возбужденном состоянии могут находиться на орбиталях ...:
а) 3s; б) 3p; в) 3d; г) 2p.

4.3 Природа химической связи

Установлено, что любая химическая связь имеет электрическую природу. Это значит, что при ее образовании самую важную роль играют силы взаимодействия между электрическими зарядами, носителями которых являются отрицательно заряженные электроны и положительно заряженные ядра атомов.

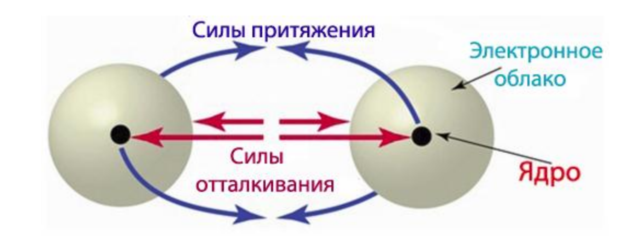


Рисунок 4.1 – Силы межатомного взаимодействия: отталкивание между электронными оболочками и между ядрами атомов; притяжение между ядром одного атома и электронной оболочкой другого и наоборот

Суть взаимодействия состоит в отталкивании одноименно заряженных частиц (ядро-ядро, электрон-электрон) и притяжении разноименно заряженных (ядро-электрон). Понятно, что система будет устойчивой, если силы притяжения преобладают над силами отталкивания (рис. 4.1).

При образовании молекулы из изолированных атомов увеличение сил притяжения сопровождается выделением энергии, вследствие чего общая энергия системы уменьшается.

Значит, причиной образования связи является стремление изолированных атомов к уменьшению энергии, которая достигается при их объединении в устойчивую систему. А устойчивость системы обеспечивается возникновением в межъядерном пространстве области повышенной плотности отрицательного электрического заряда, притягивающей к себе положительно заряженные ядра атомов.

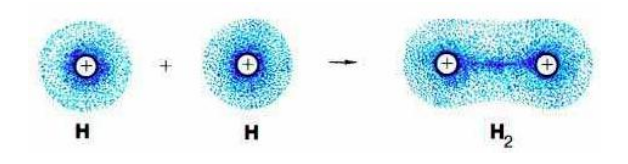


Рисунок 4.2 – Возникновение в межъядерном пространстве области повышенной электронной плотности при образовании связи H–H в молекуле H_2

При образовании химической связи важнейшую функцию выполняют электроны внешнего слоя (*валентные электроны*), которые удерживаются ядром наименее прочно. В теории химической связи известно предложенное Льюисом ***правило октета***:

> ***наиболее стабильными*** *и энергетически выгодными являются такие* ***внешние электронные слои*** *атомов, на которых находятся* ***два*** *(в случае ближайшего к ядру энергетического уровня) или* ***восемь электронов***.

Согласно правилу октета при образовании молекул атомы стремятся приобрести электронную конфигурацию инертных газов – двухэлектронную структуру (*электронный дублет*) в случае элементов, расположенных в начале периодической системы, или восьмиэлектронную (*электронный октет*) – для элементов, имеющих более удаленные от ядра электронные слои. Поэтому при соединении атомов электронные оболочки претерпевают перегруппировку: полную передачу одного или нескольких электронов от одного атома к другому или частичное смещение валентных электронов одного атома в направлении другого (рис. 4.3).

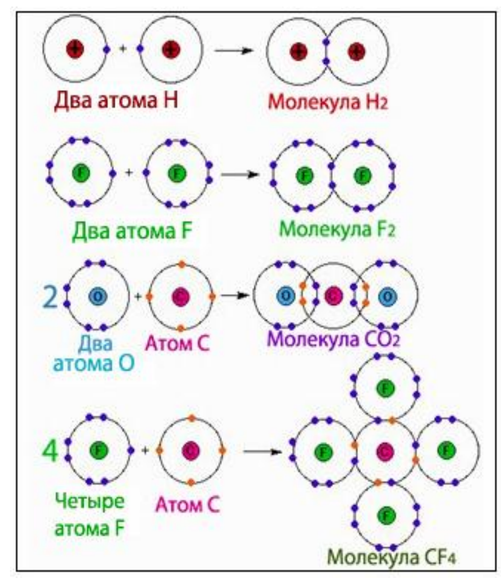


Рисунок 4.3 – Образование электронного дублета и электронного октета

Химическая связь образуется в результате перекрывания электронных облаков и возникновения в межъядерном пространстве *общего* (*связывающего*) электронного облака – области повышенной плотности электрического заряда.

В зависимости от распределения электронной плотности относительно ядер соединяющихся атомов различают основные ***типы химической связи:***

- ***ковалентная,*** при которой **общее электронное облако** размещается **между ядрами соседних атомов;**
- ***ионная,*** при которой **общее электронное облако** практически **смещается в сторону одного из атомов;**
- ***металлическая***, если **общее многоэлектронное облако принадлежит одновременно всем атомам**, отдавшим для его образования по одному или несколько электронов.

Отдельно рассматривают *водородную связь*, для которой характерны свои специфические особенности.

При образовании химической связи энергия выделяется, а при ее разрыве – поглощается. Энергия E_0, необходимая для того, чтобы разъединить атомы, называется *энергией связи*.

> ***Энергия связи*** E_0 *– это* ***количество энергии****, которую необходимо* ***затратить для разрыва связи****, или количество энергии,* ***которая выделяется при ее образовании***.

Единицей измерения энергии связи является [кДж/моль], или [эВ].

Чем выше энергия химической связи, тем прочнее связь. Прочность связи обычно уменьшается с увеличением ее длины.

> ***Длина связи*** *– это межъядерное* ***расстояние между ядрами*** *химически связанных* ***атомов.*** Длину связи измеряют в нанометрах (1нм = 10^{-9}м).

С увеличением радиусов атомов, между которыми возникает связь, возрастает ее длина. Но длина связи всегда меньше суммы радиусов двух химически соединенных атомов, потому что *при* ***образовании связи*** *происходит* ***перекрывание электронных облаков***. Например, в молекуле H_2, образованной из двух атомов H, радиусы которых равны 0,053 нм, длина связи не равна сумме двух атомных радиусов (0,53·2 = 0,106 нм), а составляет 0,074 нм (рис. 4.4).

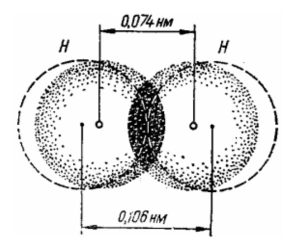


Рисунок 4.4 – Длина связи в молекуле H_2

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
длина связи	довжина зв'язку	bond distance, bond length	longueur de liaison	ترابط الطول
межъядерный	міжядерний	internuclear	internucléaire	بين النوى
отталкивание	відштовхування	repulsion	répulsion	نفور
перекрывание	перекривання	overshoot	chevauche	تداخل
притяжение	Притягання	attraction	attraction	جاذبية
удаленный	віддалений	the farthest, the most distant	a distance	بعيد
электронная оболочка	електрона оболонка	electron envelope, electron sheath, electron shell	enveloppe électronique	هالة الاكترون
электронное облако	електрона хмара	electron cloud	nuage d'électrons	سحابة الكترون
энергия связи	енергія зв'язку	bond(ing) energy	énergie de liaison	ترابط الطاقة

Контрольные вопросы

1. Как изменяется общая энергия системы при образовании молекулы из изолированных атомов?
2. Сформулируйте правило октета. Приведите примеры.
3. Какая электронная конфигурация внешнего слоя атома называется электронным дублетом, а какая – электронным октетом?
4. На какие типы и по каким признакам подразделяется химическая связь?
5. Что называется энергией связи? В каких единицах она измеряется?
6. Что называется длиной связи? В каких единицах она измеряется?
7. Что происходит с электронными облаками атомов при образовании химической связи?
8. Как соотносится длина связи и радиусы химически связанных атомов?

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильных может быть несколько.

1. К какому типу относится химическая связь, образованная за счет обобществления пары электронов двумя атомами:
а) ионной; б) ковалентной; в) металлической; г) водородной?

2. Каким термином называется условная линия, проходящая через ядра химически связанных атомов:
а) линия связи; б) угол связи; в) касательная связи; г) ось связи?

3. Как называется энергия, которая выделяется при образовании химической связи:
а) энергия активации; б) потенциальная энергия; в) кинетическая энергия; г) энергия связи?

4. На какие типы подразделяется химическая связь в зависимости от распределения электронной плотности относительно ядер атомов:

а) ковалентная; б) ионная; в) металлическая; г) прочная?

5. Что называется длиной связи:

а) сумма двух радиусов соединенных атомов; б) размер молекулы; в) межъядерное расстояние между химически связанными атомами; г) длина молекулы, поделенная на количество атомов, образующих связь?

4.4 Ковалентная связь

Ковалентная связь – наиболее распространенный тип химической связи. Она образуется между атомами элементов с близкими значениями электроотрицательностей, т.е. элементов одинаковой химической природы или сходных по химическим свойствам.

***Связь** атомов **с помощью общих электронных пар** называется **ковалентной**.*

Графически образование ковалентных связей изображают с помощью точек, обозначающих внешние электроны атома. Например, схематическое изображение ковалентных связей в молекулах H_2 и F_2 с учетом электронной конфигурации элементов водорода (H: $1s^1$) и фтора (F: $2s^22p^5$) показано на рис. 4.6.

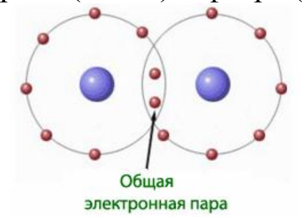


Рисунок 4.5 – Возникновение общей электронной пары при образовании ковалентной связи

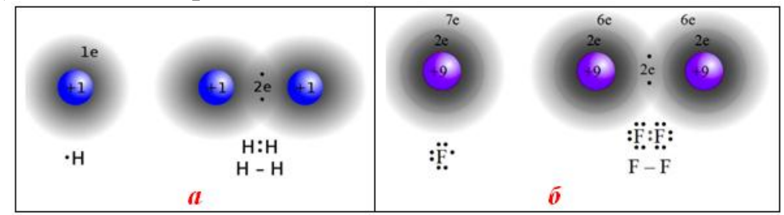


Рисунок 4.6 – Образование ковалентной связи за счет общей электронной пары в молекулах H_2 и F_2. Снизу приведены графические обозначения связи с помощью точек и черточек

Первая *квантово-механическая теория ковалентной связи* называется *методом валентных связей* (ВС).

Основные положения метода валентных связей ВС кратко можно изложить так:

- каждая пара атомов в молекуле удерживается вместе за счет одной или нескольких общих электронных пар, при этом *электронные орбитали атомов перекрываются*;
- прочность связи зависит от степени перекрывания электронных орбиталей;

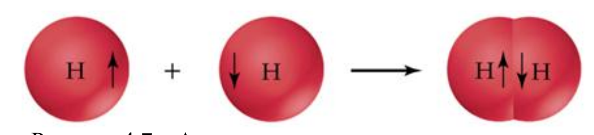


Рисунок 4.7 – Антинаправленность спинов электронов при перекрывании орбиталей – условие образования ковалентной связи

- *условием образования ковалентной связи является антипараллельность спинов электронов* (рис. 4.7). При этом возникает общая электронная орбиталь с наибольшей электронной плотностью в межъядерном пространстве, которая обеспечивает притяжение положительно заряженных ядер друг к другу.

Основным признаком ковалентной связи является наличие общей электронной пары, принадлежащей обоим химически связанным атомам. Возникновение общей электронной пары может протекать по-разному. Чаще всего это происходит по обменному или донорно-акцепторному механизму.

Обменный механизм: ковалентную связь образуют одноэлектронные атомные орбитали двух атомов. Каждый атом предоставляет в общее пользование по одному електрону с антипараллельными спинами (рис. 4.8).

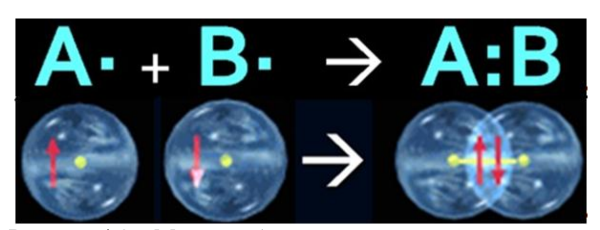


Рисунок 4.8 – Модель образования ковалентной связи по обменному механизму

Донорно-акцепторный механизм: ковалентная связь образуется при взаимодействии двух разных частиц. Одна из них – ***донор* А** – имеет *несвязывающую неподеленную* пару электронов (т.е. принадлежащую только данному атому), а у другой частицы – ***акцептора* В** – есть *вакантная орбиталь* (рис. 4.9).

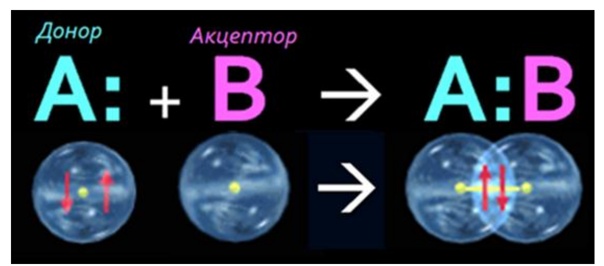


Рисунок 4.9 – Модель образования ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму

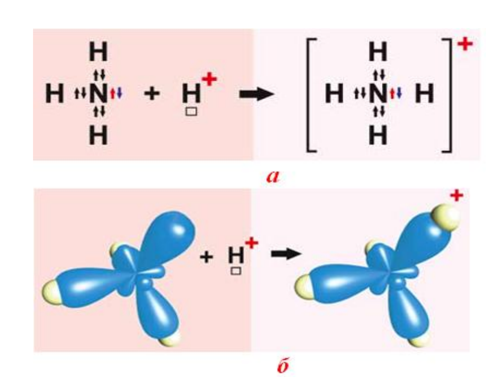
> ***Частица, дающая*** *для образования ковалентной связи свою* ***неподеленную электронную пару****, называется* ***донором,*** *а* ***частица*** *со свободной орбиталью,* ***принимающая*** *эту электронную пару, –* ***акцептором.***
> *Механизм образования ковалентной связи за счет двухэлектронного облака одного атома и вакантной орбитали другого называется* ***донорно-акцепторным.***

При донорно-акцепторном механизме на атоме-доноре возникает эффективный положительный заряд (обозначается δ+, читается: дельта-плюс), а на атоме-акцепторе – эффективный отрицательный заряд (обозначается δ–, читается: дельта-минус).

Примером донора является гидрид-ион H^-, имеющий неподеленную электронную пару. Присоединение отрицательного гидрид-иона к молекуле, центральный атом которой имеет свободную орбиталь (например, BH_3), приводит к образованию сложного комплексного иона BH_4^- с отрицательным зарядом:

$H^- + BH_3 \rightarrow [BH_4]^-$.

Примером акцептора является протон H^+, имеющий вакантную орбиталь. Его присоединение к молекуле, центральный атом которой имеет неподеленную электронную пару (например, NH_3), тоже приводит к образованию комплексного иона – аммоний-катиона NH_4^+, но уже с положительным зарядом (рис. 4.10).



Рассмотренные примеры доказывают, что атомы способны образовывать ковалентные связи за счет не только одноэлектронных орбиталей, но и за счет двухэлектронных – при наличии у другого атома свободных орбиталей.

Рисунок 4.10 – Образование донорно-акцепторной связи в ионе аммония NH_4^+: а) уравнение реакции с помощью структурных формул; б) модель образования NH_4^+ по донорно-акцепторному механизму

Пример 4.3. По какому механизму образованы связи в ионе гидроксония H_3O^+?

Решение. В молекуле H_2O (H–O–H) есть две ковалентные связи O–H, образованные *по обменному механизму* при перекрывании одноэлектронных орбиталей двух атомов H (↓) с одноэлектронными орбиталями атома кислорода, несущими неспаренные электроны:

O [↑↓] [↑↓|↑|↑] .
2s 2p

Ион гидроксония образуется в результате присоединения иона H^+ к молекуле воды:

$$H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+,$$

в результате чего по донорно-акцепторному механизму образуется третья связь O–H. При этом донором является атом **O:**, имеющий неподеленную электронную пару, а акцептором – ион H^+, предоставляющий вакантную орбиталь:

$$H_2O: + H^+ \rightarrow [H_2O{-}H]^+$$

Пример 4.4. Какой атом является донором, а какой – акцептором при образовании связи в молекуле $NH_3 \cdot BF_3$?
Решение. Центральными в молекуле $NH_3 \cdot BF_3$ являются атом N и возбужденный атом B*, имеющие такие электронные конфигурации:

$_7N: 2s^22p^3$ … 2*s* [↑↓] 2*p* [↑][↑][↑] ,

$_5B^*: 2s^12p^2$ … 2*s* [↑] 2*p* [↑][↑][ ] .

У атома N в молекуле NH_3 после образования по обменному механизму трех ковалентных связей N–H остается еще одна неподеленная пара электронов. С другой стороны, у возбужденного атома бора B* в молекуле BF_3 после образования трех связей B–F (тоже по обменному механизму) остается одна свободная валентная орбиталь. Неподеленную электронную пару атом N**:** – донор – предоставляет на вакантную орбиталь акцептора – атома Бора, т.е образование связи N–B происходит по донорно-акцепторному механизму по схеме:

$$H_3N\!: \;\curvearrowright\; \square BF_3 \rightarrow H_3N^{\oplus}\!-\!B^{\ominus}F_3 .$$

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
акцептор	акцептор	acceptor	accepteur	القابل
донор	донор	donor	donateur	المانح
ковалентная связь	ковалентний зв'язок	covalent bond	liaison covalente	الرابطة التساهمية
неподеленный	неподілений	unshared	solitaire	غير مشترك
с учетом	з урахуванням	taking into account/consideration	en tenant compte	مع الأخذ الاعتبار بعين

Контрольные вопросы

1. Перечислите основные положения метода валентных связей (ВС).
2. Что является условием образования ковалентной связи?
3. По каким механизмам может образовываться ковалентная связь?
4. Какая частица называется донором, а какая – акцептором? Приведите примеры.

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильных может быть несколько.

1. При каком механизме химическая связь образуется за счет неподеленной пары одного атома и вакантной орбитали другого:
а) при обменном; б) при донорно-акцепторном; в) при условном; г) при временном?
2. Как называется ковалентная связь, образованная атомами одного элемента:
а) донорно-акцепторная; б) полярная; в) временная; г) неполярная?
3. Как называется ковалентная связь, образованная атомами разных элементов, заметно отличающихся по своей электроотрицательности:
а) донорно-акцепторная; б) полярная; в) обменная; г) неполярная?
4. Ковалентная связь между атомами может образоваться …:
а) за счет неподеленной электронной пары одного и вакантной орбитали другого;б) при взаимодействии атомных ядер; в) за счет общих электронных пар; г) при взаимодействии спаренных электронов.
5. В каком соединении между атомами образуется ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму:
а) KCl; б) NH_4Cl; в) CCl_4; г) CO_2?
6. Атомы каких элементов являются акцепторами электронной пары при образовании ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму в ионах – $AlCl_4^-$, BF_4^-, NH_4^+:
а) Al, B, N; б) Cl, F, H; в) Al, B, H; г) Cl, B, N?

4.5 Гибридизация орбиталей

В образовании ковалентных связей принимают участие электроны, орбитали которых могут иметь разную форму и разную ориентацию в пространстве. Но во многих соединениях химические связи оказываются равноценными. Например, экспериментально установлено, что в молекулах CH_4, CCl_4 и в ионе NH_4^+ центральные атомы (C и N) связаны с атомами водорода или хлора четырьмя равноценными связями, углы между которыми составляют $109{,}5^0$ (точнее, $109^028^`$). Для объяснения этого явления Полинг (1931) предложил ввести понятие «гибридизация».

> ***Гибридизация** – это процесс **перераспределения электронной плотности** у близких по энергии **орбиталей,** вследствие чего они **становятся равноценными**.*

Теория гибридизации сводится к таким *основным положениям*:

1. В результате гибридизации изменяются формы и энергии орбиталей и возникают новые, гибридизованные, орбитали, которые имеют форму неправильной восьмерки.
2. Число гибридизованных орбиталей равно числу исходных орбиталей.
3. В гибридизации могут принимать участие орбитали, которые не сильно отличаются своими энергиями, например, s-, p- и d-орбитали внешнего энергетического уровня.
4. Гибридизованные орбитали образуют более прочные связи.
5. Гибридизованные орбитали располагаются в пространстве на максимальном расстоянии друг от друга.
6. Тип гибридизации определяется типом и количеством исходных орбиталей; он определяет размер валентного угла, а также пространственную конфигурацию молекул.

Рассмотрим некоторые типы гибридизации.

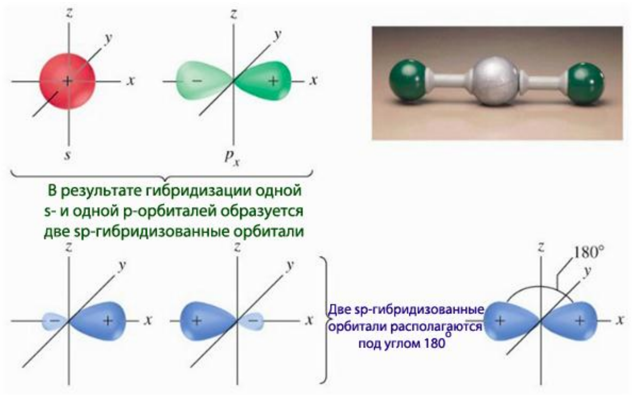


Рисунок 4.11 – Схема sp-гибридизации

1 sp-Гибридизация. *Комбинация **одной s- и одной p-орбиталей** дает две sp-гибридные орбитали,* размещенные симметрично под углом 180^0 (рис. 4.11). Связи, образованные этими орбиталями, также располагаются под углом 180^0, что обуславливает *линейную форму* молекулы. Такой тип гибридизации характерен для галогенидов элементов второй группы (Be, Zn, Cd, Hg), атомы которых в возбужденном состоянии имеют неспаренные s- и p-электроны.

2 sp^2-Гибридизация. *Комбинация **одной s- и двух p-орбиталей** приводит к образованию sp^2-гибридных орбиталей* (рис. 4.12), размещенных под углом 120^0, поэтому молекула приобретает форму правильного плоского треугольника.

Рисунок 4.12 – Схема sp^2-гибридизации

Этот тип гибридизации наиболее характерен для молекул с участием p-элементов третьей группы, атомы которых в возбужденном состоянии имеют внешнюю электронную структуру ns^1np^2. Так, в молекулах $AlCl_3$ и BCl_3 осуществляются ковалентные связи, образованные sp^2-гибридизованными орбиталями.

3 sp^3-Гибридизация. *Комбинация* ***одной s- и трех p-орбиталей*** *приводит к sp^3-гибридизации* (рис. 4.13), при которой четыре гибридные орбитали ориентированы в пространстве симметрично и направлены к четырем вершинам тетраэдра, т.е. под углом $109^0 28$`. Примерами соединений, в которых валентные орбитали центрального атома находятся в sp^3-гибридном состоянии, определяющем тетраэдрическую форму частиц, могут служить ионы BH_4^-, BF_4^-, PO_4^{3-}, SO_4^{2-}, $FeCl_4^-$.

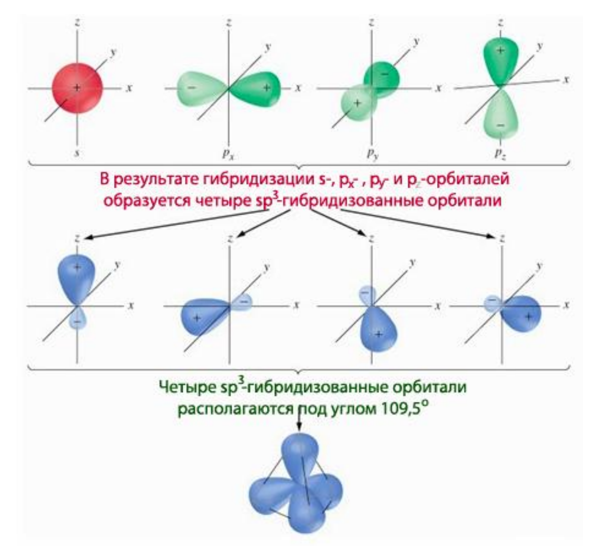


Рисунок 4.13 – Схема sp^3-гибридизации

Тетраэдрическое расположение связей определяет тетраэдрическую форму молекул, что характерно для насыщенных соединений четырехвалентного углерода, например, C_2H_6, CCl_4, CH_4. Например, в молекуле метана CH_4 атом углерода, у которого электронная конфигурация $2s^22p^2$ при возбуждении переходит в состояние $2s^12p^3$, подвергается sp^3-гибридизации. Каждая из четырех гибридизованных орбиталей содержит по одному электрону и образует четыре равноценные связи при перекрывании с 1s-орбиталями четырех атомов H. Это способствует симметричному размещению электронных орбиталей в вершинах тетраэдра, в центре которого находится атом C* (рис. 4.14).

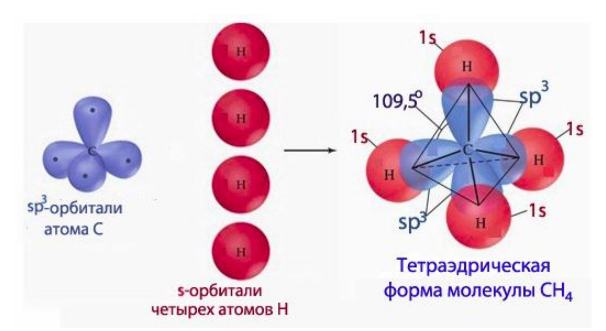


Рисунок 4.14 – Тетраэдрическая форма молекулы CH_4, обусловленная sp^3-гибридизацией орбиталей атома C*

4 Другие типы гибридизации и примеры частичек (ионов и молекул) приведены в таблице 4.1.

Таблица 4.1 – Геометрическая конфигурация молекул в зависимости от типа гибридизации центрального атома

Тип гибридизации	*Валентный угол*	*Геометрическая конфигурация частички*	*Примеры соединений*
Sp	180°	180° *Линейная*	B—A—B 0=C=0, HC≡CH, $BeCl_2$, $ZnCl_2$, $CoCl_2$, $HgCl_2$
sp^2	120°	*Треугольная*	BF_3 NO_2^- BCl_3, AlF_3, атомы C в C_2H_4, C_6H_6

Продолжение таблицы 4.1

sp^3	**$109^0 28$`**	***Тетраэдрическая***	CH_4 NH_3 H_2O Атомы С в CCl_4 и в C_nH_{2n+2}, ионы NH_4^+, BH_4^-, BF_4^-, PO_4^{3-}, SO_4^{2-}, $FeCl_4^-$
sp^2d *или* ***Dsp^2***	**90^0**	***Квадратная***	$[Ni(CN)_4]^{2-}$, $[PtCl_4]^{2-}$
sp^3d *или* ***dsp^3***	**90^o, 120^o**	***Тригональная бипирамида***	PCl_5 SF_4 XeF_2
sp^3d^2 *или* ***d^2sp^3***	**90^o**	***Октаэдрическая***	SF_6 BrF_5 XeF_4 $[Fe(CN)_6]^{3-}$, $[CoF_6]^{2-}$

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
гибридизация	гібридизація	hybridization	hybridization	تهجين
ориентация	орієнтація	orientation	orientation	اتجاه
перераспределение	перерозподіл	redistribution, repartition	redistribution	إعادة التوزيع

Контрольные вопросы

1. Что называется гибридизацией?
2. Какую форму приобретают орбитали в результате гибридизации?
3. Почему происходит гибридизация атомных орбиталей?
4. Какие орбитали могут принимать участие в гибридизации?
5. Как располагаются гибридизованные орбитали?
6. Какие типы гибридизации вы знаете?
7. От чего зависят размер валентного угла и пространственная конфигурация молекул?

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильных может быть несколько.

1. Выберите форму гибридизованной орбитали:
а) сфера; б) правильная восьмерка; в) неправильная восьмерка; г) розетка?

2. Как изменяется энергия системы в результате гибридизации:
а) не изменяется; б) уменьшается; в) резко увеличивается; г) плавно увеличивается?

3. Наличие четырех эквивалентных связей С–Н в молекуле CH_4 объясняется тем, что ...:
а) происходит взаимное отталкивание четырех электронных пар; б) атом С находится в sp^3-гибридном состоянии; в) углерод в CH_4 четырехвалентен; г) атом С имеет два s- и два p-валентных электрона.

4. Какие из перечисленных орбиталей могут принимать участие в гибридизации:

а) 2s и 3d; б) 3p и 4p; в) 3d и 4s; г) 3s и 4s?

5. В каком соединении центральный атом находится в состоянии sp^2-гибридизации:
   а) NH_3; б) $AlCl_3$; в) BF_3; г) NaCl?
6. Укажите конфигурацию молекулы при sp^3-гибридизации центрального атома:
   а) линейная; б) треугольная; в) тетраэдрическая; г) октаэдрическая.
7. Укажите конфигурацию молекулы при sp-гибридизации центрального атома:
   а) линейная; б) треугольная; в) тетраэдрическая; г) октаэдрическая.
8. Укажите конфигурацию молекулы при sp^2-гибридизации центрального атома:
   а) линейная; б) треугольная; в) тетраэдрическая; г) октаэдрическая.
9. Чему равен валентный угол sp^3-гибридизации центрального атома:
   а) $109{,}5^0$; б) 180^0; в) 90^0; г) 60^0?
10. Чему равен валентный угол sp-гибридизации центрального атома:
    а) $109{,}5^0$; б) 180^0; в) 90^0; г) 60^0?
11. Чему равен валентный угол sp^2-гибридизации центрального атома:
    а) $109{,}5^0$; б) 180^0; в) 90^0; г) 60^0?
12. Какой тип гибридизации центрального атома происходит в молекулах $AlCl_3$ и BCl_3:
    а) sp^3; б) sp^2; в) sp; г) sp^3d^2?
13. Какой тип гибридизации центрального атома происходит в молекулах NH_3 и CH_4:
    а) sp^3; б) sp^2; в) sp; г) sp^3d^2?
14. Какой тип гибридизации центрального атома происходит в молекулах CO_2 и HC≡CH:
    а) sp^3; б) sp^2; в) sp; г) sp^3d^2?

4.6 Свойства ковалентной связи

Свойства ковалентной связи – это такие характеристики: валентный угол, насыщаемость, направленность, полярность и т.д.

1. Валентный угол** – это **угол между соседними осями связей (ось связи – условная линия, проведенная через ядра химически соединенных атомов). Величина валентного угла зависит от природы орбиталей, типа гибридизации центрального атома, влияния неподеленных электронных пар, не принимающих участия в образовании связей (рис. 4.15).

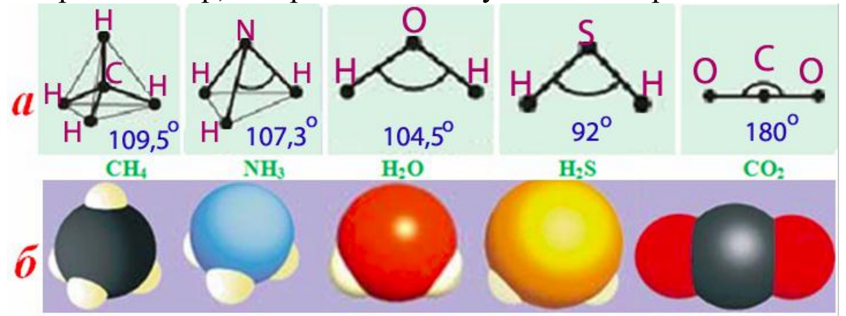


Рисунок 4.15 – Валентные углы в молекулах некоторых соединений:
а) геометрическая форма молекул и размеры валентных углов;
б) масштабные модели молекул

***2. Насыщаемость** – это **способность атома элемента образовывать** с другими атомами **ограниченное число ковалентных связей**, которое определяется количеством орбиталей, принимающих участие в возникновении этих связей.*

*3. **Направленность** – это такое размещение электронной плотности между атомами, которое **определяется расположением в пространстве валентных орбиталей** и обеспечивает их максимальное перекрывание.*

Электронные орбитали имеют разные формы и разную ориентацию в пространстве, поэтому их взаимное перекрывание может происходить разными способами.

В зависимости от этого различают σ- и π - связи.

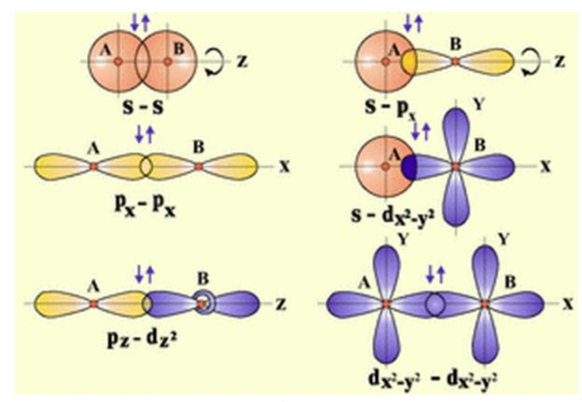


Рисунок 4.16 – Схемы образования σ-связей между условными атомами А и В при перекрывании электронных орбиталей на оси связи

***Сигма-связь** (σ-связь) – это перекрывание электронных орбиталей вдоль оси связи.*

σ - Связь может возникать при перекрывании двух s-орбиталей, одной s- и одной p-орбитали, двух p-орбиталей или двух d-орбиталей (рис. 4.16). Сигма-связь характеризуется наличием единственной области перекрывания электронных орбиталей, расположенной на оси связи; она всегда *одинарная*, т.е. образована только одной электронной парой.

***Пи-связь** (π - связь) – это перекрывание электронных орбиталей по обе стороны от оси связи* (рис. 4.17).

π-Связь может образоваться при взаимодействии двух параллельных p-орбиталей или двух d-орбиталей (рис. 4.18).

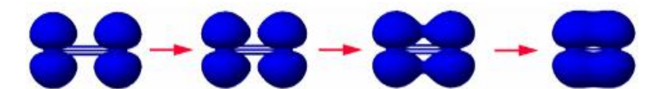


Рисунок 4.17 – Постадийное формирование π-связи при сближении и перекрывании двух p_z-орбиталей

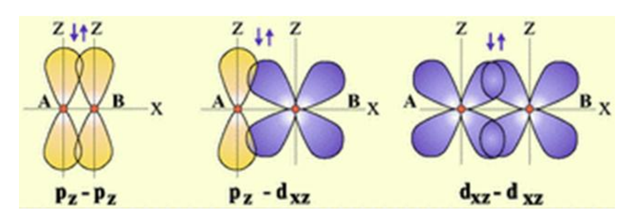


Рисунок 4.18 – Схемы образования π-связей между атомами А и В при перекрывании электронных орбиталей

4. Кратность определяется ***числом общих электронных пар***, связывающих атомы. Ковалентная связь по кратности может быть одинарной (простой), двойной и тройной.

*Связь, образованная одной общей электронной парой, называется **одинарной** (простой), двумя электронными парами – **двойной**, тремя электронными парами – **тройной**.*

Одинарная связь всегда является σ-связью, двойная – это совокупность σ- и π-связей, а тройная – совокупность одной σ- и двух π - связей. Так, в молекуле водорода H_2 атомы связаны одинарной связью (H–H), в молекуле азота N_2 – тройной (рис. 4.19).

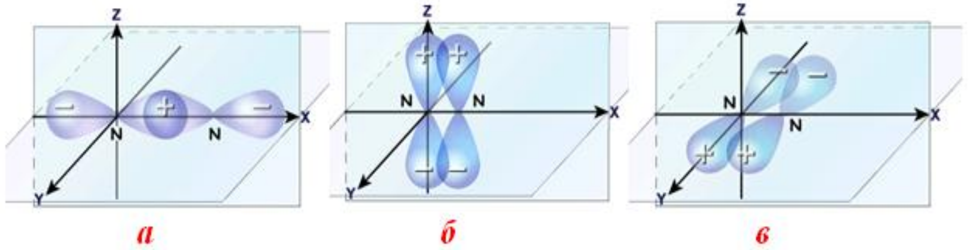


Рисунок 4.19 – Тройная связь в молекуле азота N_2 (N≡N): а) образование σ - связи при перекрывании p_x-орбиталей двух атомов N; б) образование π-связи при перекрывании p_z-орбиталей двух атомов N; в) образование π-связи при перекрывании p_y-орбиталей двух атомов N

Особенное значение кратность имеет в органических соединениях, потому что от нее зависит изменение свойств и реакционной способности веществ. Например, в этане C_2H_6 между атомами углерода осуществляется одинарная (С–С), в этилене C_2H_4 – двойная (С=С), в ацетилене C_2H_2 – тройная (С≡С) связь (рис. 4.20).

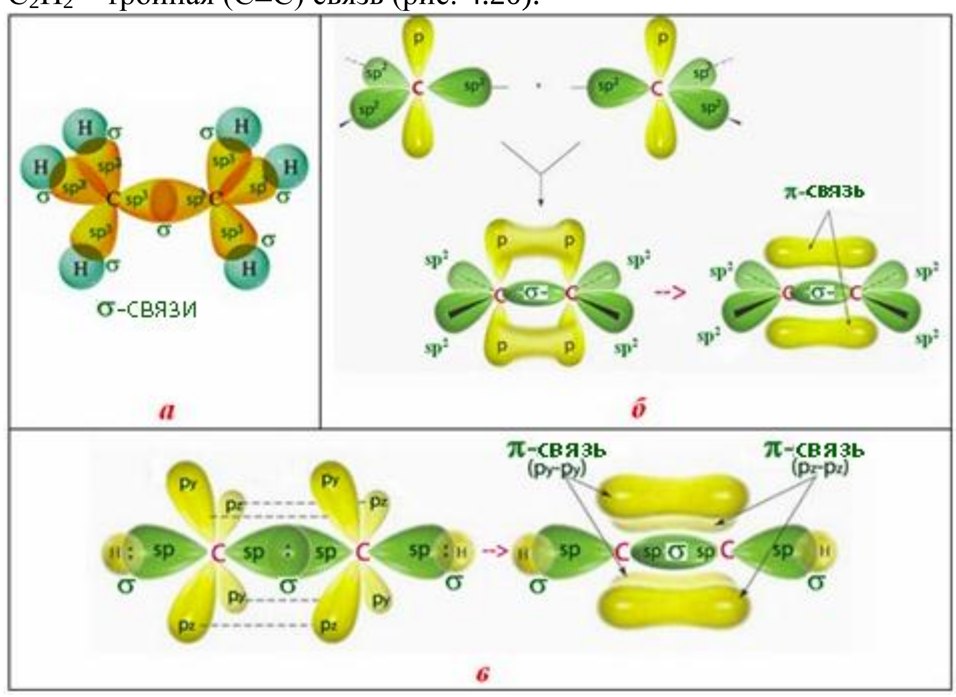


Рисунок 4.20 – Кратность связи между атомами углерода: а) одинарная σ- связь в этане $H_3C–CH_3$; б) двойная σ+π- связь в этилене $H_2C=CH_2$; в) тройная σ+π+π- связь в ацетилене HC≡CH

5. Полярность. Электронная плотность ковалентной связи может по-разному размещаться в межъядерном пространстве.

> ***Полярность*** *– это свойство ковалентной связи,* ***обусловленное неравномерным распределением электронной плотности*** *вследствие различий в электроотрицательностях атомов.*

По признаку полярности (или ее отсутствия) различают полярную и неполярную ковалентные связи.

> ***Неполярной, или гомеополярной,*** *называется связь, при которой* ***общее электронное облако размещается симметрично относительно ядер*** *соединенных атомов и в одинаковой мере принадлежит обоим атомам.*

Молекулы с таким типом связи называются *неполярными,* или *гомоядерными* (т.е. состоящими из атомов с одинаковыми ядрами). Неполярная связь характерна в основном для гомоядерных молекул (H_2, Cl_2, N_2 и т.п.) или реже – для соединений, образованных атомами элементов с близкими значениями электроотрицательностей, например, карбид кремния SiC.

> ***Полярной, или гетерополярной,*** *называется связь, при которой* ***общее электронное облако*** *несимметрично и* ***смещено к одному из атомов.***

Молекулы с полярной связью называются *полярными,* или *гетероядерными.* В таких молекулах общая электронная пара смещена в сторону атома с большей электроотрицательностью. На таком атоме возникает избыточный отрицательный заряд (δ–), называемый ***эффективным.*** А на атоме с меньшей электроотрицательностью появляется одинаковый по величине, но противоположный по знаку эффективный положительный заряд (δ+). Например, эффективный заряд на атоме H в молекуле HCl $\delta_H = +0,17$, а на атоме Cl – $\delta_{Cl} = -0,17$ абсолютного заряда электрона (рис. 4.21).

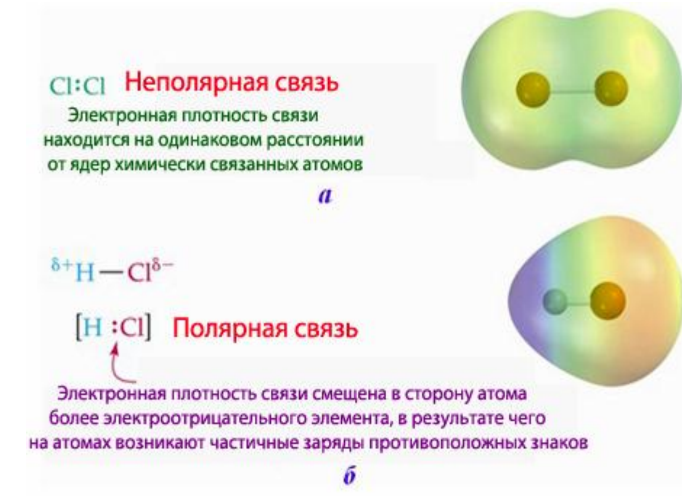


Рисунок 4.21 – Полярность ковалентной связи:
а) неполярная связь в гомоядерной молекуле Cl_2;
б) полярная связь в гетероядерной молекуле HCl

Чтобы установить, в какую сторону будет смещаться электронная плотность полярной ковалентной связи, необходимо сравнить электроотрицательность обоих атомов. По увеличению электроотрицательности химические элементы располагаются в последовательности, которая называется шкалой электроотрицательности:

Rb, K, Na, Li, Ca, Mg, Be, In, Al, Sr, Ga, Sb, Si, B,
As, H, Te, P, C, Se, I, S, Br, Cl, N, O, F.

Повышение электроотрицательности

Пример 4.5. В какую сторону смещается электронная плотность связи в молекулах OF_2, CCl_4, PCl_5, H_2O, H_2S?
Решение. Заданные молекулы состоят из атомов, имеющих разную электроотрицательность. Используя ряд электроотрицательностей элементов, можно определить направление смещения общих электронных пар и показать его с помощью стрелок. В молекуле OF_2: O→F, в CCl_4: C→Cl, в PCl_5: P→Cl, в H_2O: H→O, в H_2S: H→S.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
валентный угол	валентний кут	valence angle	angle de valence	التكافؤ زاوية
кратность	кратність	multiplicity	multiplicité	تعددية
направленность	спрямованість	directivity	directivité	الاتجاهية
насыщаемость	насиченість	saturability	saturabilité	
полярность	полярність	polarity	polarité	قطبية

Контрольные вопросы

1. Дайте определение таким понятиям: валентный угол, насыщаемость, направленность, кратность, полярность.
2. На какие типы делится ковалентная связь по кратности? Приведите примеры.
3. Охарактеризуйте σ- и π-связи. Какая из них более прочная?
4. Какая связь называется полярной, а какая – неполярной?

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильных может быть несколько.

1. Как называется тип ковалентной связи, при котором максимальная электронная плотность общей электронной пары располагается по обе стороны от оси связи (боковое перекрывание):

а) σ (сигма); б) δ (дельта); в) π (пи); г) τ (тау)?

2. Какая характеристика ковалентной связи определяется как *способность атомов участвовать в образовании ограниченного количества связей*:
   а) энергия связи; б) насыщаемость;в) направленность; г) кратность?
3. В молекуле какого вещества кратность связи равна трем:
   а) O_2; б) CO_2; в) N_2; г) H_2O?
4. В каком из предложенных соединений более всего выражена полярность ковалентной связи:
   а) H_2S; б) Cl_2; в) PH_3; г) HCl?
5. Укажите неполярную молекулу, в которой все связи полярны:
   а) H_2O; б) CCl_4; в) NH_3; г) HCl.
6. Среди перечисленных формул выберите ту, что выражает состав полярной молекулы.
   а) CO_2; б) CCl_4; в) Cl_2; г) H_2S.
7. В молекулах каких веществ имеется неполярная ковалентная связь:
   а) N_2O; б) HCl; в) O_2; г) H_2?
8. В молекулах каких веществ имеется полярная ковалентная связь:
   а) H_2S; б) HBr; в) O_3; г) Cl_2?
9. Каким свойством ковалентной связи обусловлена невозможность для атома элемента углерода образовывать более четырех ковалентных связей:
   а) полярность; б) направленность;в) длина связи; г) насыщаемость?
10. В молекулах каких веществ имеется кратная связь:
    а) H_2; б) Cl_2; в) N_2; г) CO_2?

4.7 Ионная связь

Ионная связь образуется при взаимодействии атомов элементов с противоположными химическими свойствами. Условие образования ионной связи – резкое различие в величинах электроотрицательностей ($\Delta\chi$>1,7), т.е.

***ионная связь** – это **электростатическое притяжение между разноименно заряженными ионами**.*

В зависимости от индивидуальных свойств атомы одних элементов отдают электроны и превращаются в положительно заряженные ионы (катионы), а атомы других элементов присоединяют электроны и образуют отрицательно заряженные ионы (анионы). Это показано на примере атомов типичного металла натрия и типичного неметалла хлора (рис. 4.22).

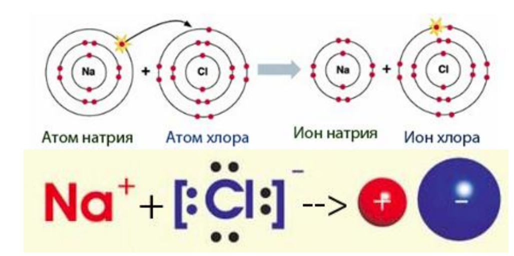


Рисунок 4.22 – Условная модель образования ионов Na^+ и Cl^- путем полной передачи валентного электрона от атома натрия атому хлора

Легче всего превращаются в катионы атомы щелочных и щелочноземельных металлов (Na, К, Cs, Rb, Ca, Ba, Sr и т.д.). Простые анионы легче всего получаются из атомов p-элементов седьмой группы (Cl, Br, I). Присоединение по одному электрону к атомам O, S, N, C сопровождается выделением энергии. А присоединение большего количества электронов энергетически невыгодно. Поэтому соединения, содержащие простые ионы, немногочисленны.

Ионная связь характеризуется определенными свойствами. Рассмотрим важнейшие из них.

1. Ненаправленность объясняется тем, что электрическое поле иона имеет сферическую форму и уменьшается по всем направлениям равномерно. Взаимодействие между ионами осуществляется независимо от направления. Например, в NaCl ионы натрия могут взаимодействовать с ионами хлора в любом направлении, притягивая определенное их число (рис. 4.23).

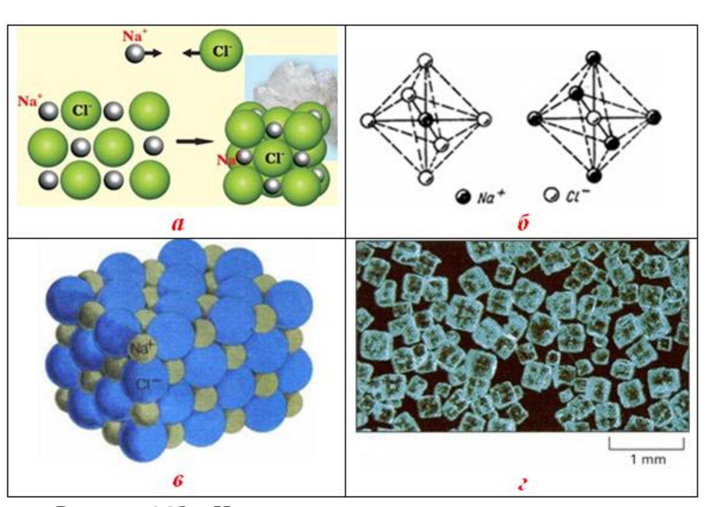


Рисунок 4.23 – Ионная связь и структура хлорида натрия: а) электростатическое взаимодействие ионов Na^+ и Cl^- и формирование кристалла; б) элементарные кристаллические ячейки с центральным ионом Na^+ (слева) и Cl^- (справа); в) модель монокристалла NaCl; г) внешний вид кристалликов NaCl

***Ненаправленность** – способность каждого **иона притягивать** к себе **ионы противоположного знака в любом направлении**.*

2. Ненасыщаемость. При взаимодействие двух ионов противоположного знака у них сохраняется способность притягивать другие ионы во всех направлениях. Количество таких ионов ограничивается лишь их геометрическими размерами и силами взаимного отталкивания одноименно заряженных ионов.

***Ненасыщаемость** – способность иона присоединять любое количество ионов противоположного знака.*

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
ионная связь	йонний зв’язок	ionic bond	liaison ionique	رابط أيوني

Контрольные вопросы

1. Что называется ионной связью?
2. Как элементы отличаются по электроотрицательности при образовании ионной связи?
3. Охарактеризуйте ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи.

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильных может быть несколько.

1. Как называется связь, образованная за счет электростатического притяжения между разноименно заряженными частицами:
а) ковалентной полярной; б) ионной; в) ковалентной неполярной; г) донорно-акцепторной.

2. Какой процесс происходит при образовании ионной связи:
а) перераспределение электронной плотности межу атомами; б) передача валентного электрона от одного атома к другому; в) частичное смещение электронной плотности от одного атома к другому; г) передача неподеленной электронной пары от одного атома к другому?

3. Чем объясняется отсутствие направленности в ионной связи:
а) связь образована при перекрывании негибридных орбиталей; б) связь образована при перекрывании гибридных орбиталей; в) электрическое поле иона имеет сферическую симметрию, поэтому взаимодействие между ионами происходит по всем направлениям; г) общая электронная пара располагается на одинаковом расстоянии от ядер атомов?

4. Выберите утверждение, которое относится к ионной связи:
   а) связь характеризуется ненаправленностью и ненасыщаемостью; б) связь образуется за счет общей электронной пары; в) общая электронная пара частично смещена к одному из атомов; г) связь образуется между разноименно заряженными ионами.
5. Как объяснить ненасыщенность ионной связи:
   а) соединения с ионной связью имеют высокие температуры кипения и плавления; б) силовое поле иона равномерно распределяется в пространстве во всех направлениях; в) ионы противоположных зарядов взаимно влияют друг на друга; г) каждый ион способен оказывать деформирующее воздействие на электронную оболочку других ионов?
6. Выберите утверждение, которое относится к ионной связи:
   а) одинаковые электроотрицательности элементов; б) атомы элементов существенно отличаются по величине электроотрицательности; в) осуществляется между щелочными металлами и галогенами; г) осуществляется между атомами неметалла и кислорода.
7. В каком из предложенных соединений в наибольшей степени выражен ионный характер связи:
   а) CCl_4(ж); б) SiO_2(тв); в) KCl(тв); г) NH_3(г)?
8. В каком соединении осуществляется преимущественно ионная связь:
   а) PCl_3; б) SO_2; в) HCl; г) NaI?
9. В какой паре атомов проявляется наибольшая тенденция к образованию ионной связи:
   а) Cs и F; б) Cu и F; в) C и N; г) Li и Ca?
10. По какому преимущественно типу образуется связь в соединениях: NaF, KCl, $CaCl_2$:
   а) ковалентная полярная; б) ионная; в) ковалентная неполярная; г) металлическая?

4.8 Металлическая связь

Для атомов металлов характерно наличие небольшого количества валентных электронов, которые слабо связаны с атомными ядрами. Поэтому они могут легко отрываться от ядер и обобществляться. При этом в кристаллической решетке металла возникают положительно заряженные ионы и ***электронный газ*** – *совокупность подвижных обобществленных электронов*. На рис. 4.24 представлено несколько моделей металлической связи.

Металлической *называется многоцентровая многоэлектронная связь в металлах и их сплавах* ***между положительно заряженными ионами и валентными электронами,*** *которые становятся общими и свободно перемещаются по кристаллу.*

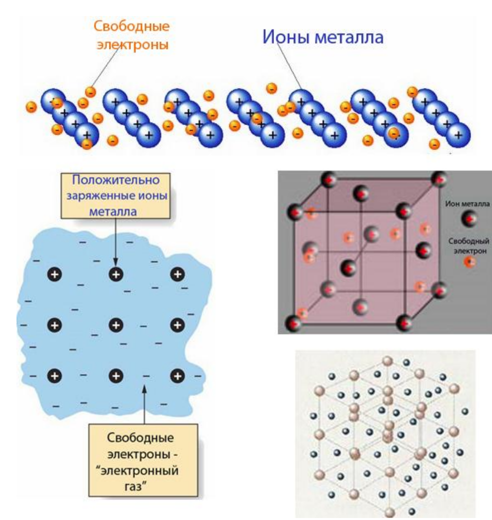


Рисунок 4.24 – Модели металлической связи

Металлическая связь имеет сходство и отличие от ковалентной. Сходство состоит в образовании *общих* валентных электронов. Отличие обусловлено отсутствием у металлов направленности связи. Энергия металлической связи меньше энергии ковалентной связи.

Металлическая связь в чем-то подобна ионной, т.к. в узлах кристаллических решеток находятся ионы.

Пространственное строение металлов – это кристалл, который можно представить как решетку из положительно заряженных атомных ядер, погруженных в отрицательно заряженный «газ», состоящий из свободных электронов (рис. 4.24). Все атомы отдают свои электроны в общее пользование, т.е. все свободные электроны обобществляются и легко

перемещаются внутри структуры, не нарушая типа химической связи. Металлическая связь является сферически симметричной, *изотропной* (т.е. не обладающей направленностью).

Таким образом, *основными свойствами металлической связи являются характеристики:* ***многоцентровость, многоэлектронность, ненаправленность***.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
металлическая связь	металевий зв'язок	metallic bond	obligation métalique	روابط معدنية
многоцентровость	багатоцентровність	multiplehub	multi-centrique	متعدد المراكز
многоэлектронность	багатоелектронність	manyelectrons	multi-électron	متعدد الالكرتونات
обобществленность	узагальненість	socialized	socialisé	اشتراكية

Контрольные вопросы

1. Что называется металлической связью?
2. Что такое электронный газ?
3. Что находится в узлах кристаллической решетки металлов?
4. Какие свойства характерны для металлической связи?

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильных может быть несколько

1. Как называется связь, образованная за счет обобществленных электронов, которые свободно перемещаются между ионами, находящимися в узлах кристаллической решетки:
а) ковалентной; б) ионной; в) кристаллической; г) металлической?

2. Какой процесс происходит при образовании металлической связи:
а) образование общей электронной пары; б) предоставление свободной орбитали одного атома для неподеленной электронной пары другого; в) электростатическое притяжение противоположно заряженных частиц; г) обобществление валентных электронов, которые свободно перемещаются по кристаллу?

3. Что представляет собой электронный газ:
а) совокупность подвижных электронов в кристалле металла, непосредственно не связанных с определенным ядром; б) совокупность всех электронов в кристалле металла; в) совокупность всех электронов на электронной оболочке атома металла; г) электроны, которые освобождаются вследствие образования любого иона?

4. Почему металлическая связь является многоцентровой и многоэлектронной:
а) в металлах отсутствует направленность связи, т.к. валентные электроны распределены равномерно и являются общими для всех центров; б) металлическая связь имеет сходные признаки и отличия с ковалентным и ионным типами связей; в) в образовании металлической связи принимают участие все ионы и атомы металла, расположенные в узлах кристаллической решетки, и все обобществленные валентные электроны; г) особенности металлической связи обусловливают химические и физические свойства металлов?

5. Какое свойство характерно как для металлической, так и для ионной связи:
а) обобществленные электроны свободно перемещаются по кристаллу; б) ненаправленность; в) наличие обобществленных электронов; г) обобществленные электроны принадлежат одной паре атомов?

4.9 Водородная связь

При образовании ковалентной связи между атомом водорода и атомом электроотрицательного элемента (F, O, N) общее электронное облако смещается *от* атома H. Поэтому происходит протонизация атома H. Термин «*протонизация*» понимают так: атом водорода, содержащий один протон в ядре и один электрон на электронной оболочке, при потере электрона (или сильном смещении в сторону) фактически превращается в протон.

Атом водорода одной молекулы может притягиваться к электроотрицательному атому соседней молекулы (и даже внедряться в его электронную оболочку). Это является основой для возникновения водородной связи.

> ***Водородная связь*** *– это* ***электростатическое взаимодействие между протонизированным атомом водорода одной молекулы и атомом электроотрицательного элемента,*** *который имеет отрицательный эффективный заряд и входит в состав* ***другой молекулы.***

Рассмотрим образование водородной связи на примере фтороводорода. При полярной ковалентной связи между атомом H и электроотрицательным атомом F электронное облако атома водорода сильно смещается к атому фтора, который приобретает значительный по величине эффективный отрицательный заряд. А атом водорода практически теряет свое электронное облако – протонизируется. Между протонизированным атомом H одной молекулы и отрицательно заряженным атомом F соседней молекулы возникает электростатическое притяжение – водородная связь. Благодаря водородной связи молекулы фтороводорода в твердом, жидком и даже в газообразном состояниях ассоциированы в зигзагообразные цепи (рис. 4.25 а). В структурных формулах водородная связь обозначается тремя точками (рис. 4.25 б).

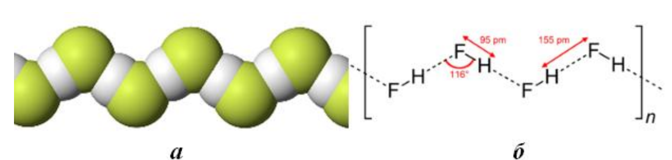


Рисунок 4.25 – Водородная связь в HF:
а) молекулярная модель; б) структурная формула

Наличие водородных связей объясняет специфические свойства фтороводорода. Например, даже при высокой температуре состав фтороводорода отвечает формуле $(HF)_4$. И в водном растворе связь между молекулами HF настолько прочна, что «одноосновная» фтороводородная кислота дает кислые соли типа KHF_2 с кислотным остатком $[F–H•••F]^-$. Ассоциация молекул фтороводорода служит причиной аномально высоких температур плавления и кипения по сравнению с водородными соединениями других элементов подгруппы VIIIA (рис. 4.26). Тот факт, что фтороводородная кислота в отличие от HCl, HBr и HI относится к слабым электролитам, также является результатом ассоциации молекул $(HF)_n$ в водном растворе.

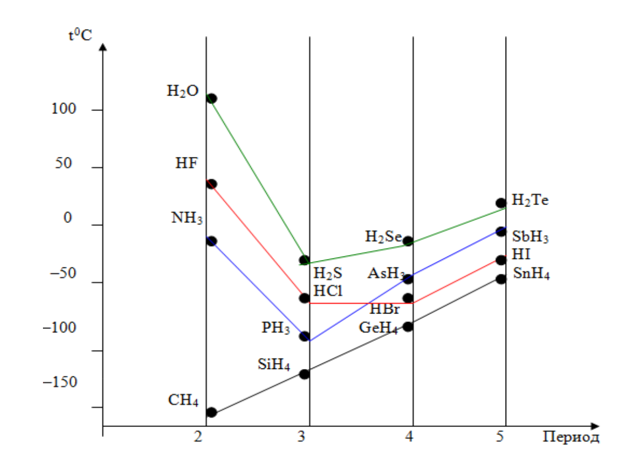


Рисунок 4.26 – Температуры кипения гидрогенсодержащих соединений, образованных элементами IVA–VIIA-подгрупп

Подобная картина наблюдается и для водородных соединений элементов VIA-подгруппы (H_2O, H_2S). Среди них особое место занимает вода, которая имеет аномально высокие температуры плавления и кипения (рис. 4.26).

Водородные связи в воде образуются в результате взаимодействия протонизированного атома H одной молекулы и атома O другой молекулы, на котором имеется частичный отрицательный заряд (δ–). Водородные связи способствуют появлению ассоциатов – димеров, тримеров и т.д. (рис. 4.27 г-ж). Благодаря водородным связям в кристалле льда молекулы H_2O ассоциированы в ажурную пространственную структуру: каждый атом O размещен в центре тетраэдра, вершины которого занимают атомы H (рис. 4.27 в.). Этим объясняется более низкая плотность твердой воды по сравнению с жидкой.

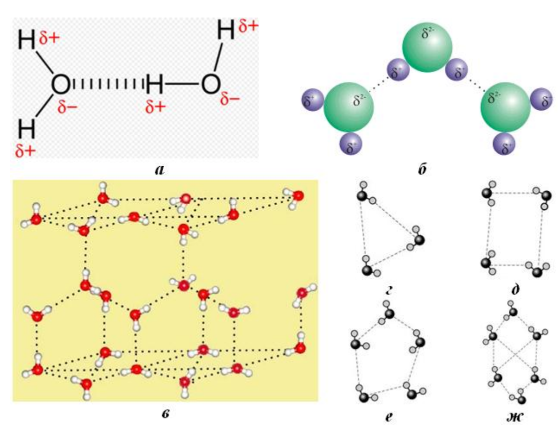


Рисунок 4.27 – Водородная связь в H_2O: а) структурная формула; б) молекулярная модель; в) модель льда; г) ассоциат молекул воды в виде тримера; д) тетрамер; е) пентамер; ж) гексамер

Пример 4.7. Почему при комнатной температуре вода находится в жидком агрегатном состоянии, а сероводород – в газообразном, хотя молекулярная масса сероводорода почти вдвое больше молекулярной массы воды?

***Решение*.** Кислород болем электроотрицателен по сравнению с серой, поэтому водородные связи между молекулами H_2O значительно прочнее тех, что образуются между молекулами H_2S. Значит, разрыв более крепких водородных связей в воде потребует большей затраты энергии, чем в случае сероводорода. Поэтому температура кипения воды выше, чем $T_{кип}$ сероводорода. Этим объясняется жидкое агрегатное состояние воды при комнатной температуре в отличие от газообразного сероводорода.

Контрольные вопросы

1. Что называется водородной связью?
2. Между атомами каких элементов она возникает?
3. Как водородная связь влияет на свойства веществ?

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильных может быть несколько.

1. Как называется связь, образованная за счет электростатического взаимодействия между протонизированным атомом H одной молекулы и атомом электроооотрицательного элемента другой молекулы:
а) ковалентной; б) ионной; в) металлической; г) водородной?

2. Какая связь обусловливает аномально высокую температуру кипения воды:
а) металлическая; б) водородная; в) ионная; г) ковалентная?

3. Как изменяются температуры кипения с возрастанием молярной массы в ряду однотипных соединений – H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te:
а) плавно возрастают; б) постепенно понижаются; в) сначала резко понижаются, а затем возрастают; г) практически не изменяются?

4. Как изменяется энергия водородной связи в ряду веществ – HF, H_2O, NH_3, H_2S:
а) увеличивается; б) уменьшается; в) до NH_3 уменьшается, а потом увеличивается; г) до NH_3 увеличивается, а потом уменьшается?

5. Какая химическая связь способствует объединению молекул в ассоциаты – димеры, тримеры и т.п.:
а) ковалентная; б) ионная; в) водородная; г) металлическая?

6. Между молекулами какого соединения наиболее вероятно образование водородных связей:
а) PH_3; б) CH_4; в) H_2O; г) CaH_2?

Раздел 5 ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

> ***Химические реакции*** *– это явления, при которых происходит* ***превращение одних веществ в другие*** *без изменения состава атомных ядер.*

При химических реакциях происходит взаимодействие между ***исходными****, или* ***реагирующими, веществами***, которые при этом разрушаются. В результате реакции образуются другие, ***конечные,*** вещества – ***продукты реакции***, которые отличаются от исходных веществ химическим строением и составом. Следовательно, при протекании химической реакции изменяется состав соединений.

Для записи химической реакции используют ***уравнение реакции***, левая часть которого содержит формулы исходных веществ, а правая – продуктов реакции. В зависимости от типа реакции между формулами исходных веществ и продуктов реакции записывается один из таких знаков: =, →, ↔.

5.1 Классификация химических реакций

Химические реакции классифицируют по разным признакам. Рассмотрим их.

1. По изменению числа исходных и конечных веществ различают такие типы реакций (табл. I.2):

- *реакции* ***соединения***, при которых ***из двух*** или ***нескольких исходных веществ*** получают ***один продукт реакции*** (рис. 5.1);



Рисунок 5.1 – Реакции соединения

- *реакции* ***разложения***, при которых из ***одного исходного вещества*** образуется ***несколько продуктов реакции*** (рис. 5.2);

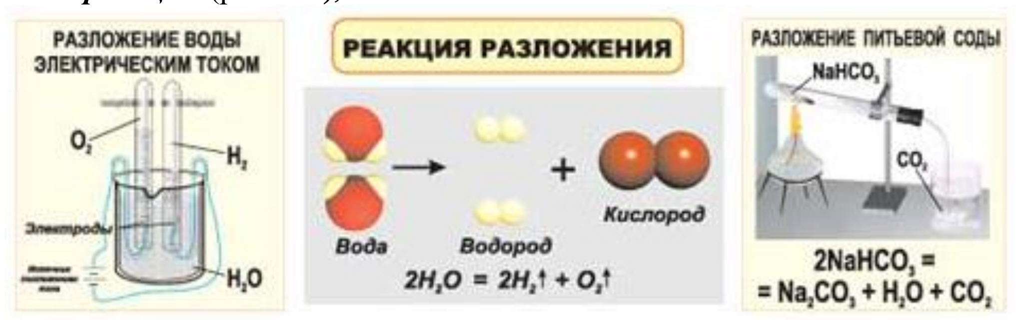


Рисунок 5.2 – Реакции разложения

- *реакции* ***замещения***, при которых ***простое вещество замещает составную часть сложного вещества,*** и в результате образуются ***новое простое*** и ***новое сложное вещества*** (рис. 5.3);



Рисунок 5.3 – Реакции замещения

- *реакции* ***обмена***, при которых молекулы исходных ***сложных*** веществ ***обмениваются своими составными частями*** (рис. 5.4).



Рисунок 5.4 – Реакции обмена

2. По ***агрегатному (****или* ***фазовому) состоянию*** реакции делятся на такие типы (рис. 5.5):

- ***гомогенные реакции***, при которых **между веществами** в системе ***отсутствует поверхность раздела***. **Все вещества** находятся в **одной фазе**. Гомогенные реакции наблюдаются при взаимодействии газов или водных растворов. В уравнениях реакций такого типа после формул веществ в скобках указывают их агрегатное или фазовое состояние: *г* – газообразное, *ж* – жидкое, *р-р* – растворенное, *т* – твердое, *кр* – кристаллическое. Например, гомогенная реакция конверсии метана или реакция растворения жидкого оксида хлора (IV) с образованием смеси хлоритной и хлоратной кислот:

$$CH_{4(г)}+H_2O_{(г)} \rightarrow CO_{(г)}+3H_{2(г)},$$

$$H_2O_{(ж)} + 2ClO_{2(ж)} \rightarrow HClO_{2(р-р)} + HClO_{3(р-р)};$$

- ***гетерогенные реакции***, при которых **между веществами** ***имеется поверхность раздела*** **фаз**, например:

$$2NO_{(г)}+H_2SO_{3(р-р)} \rightarrow N_2O_{(г)}+ H_2SO_{4(р-р)}.$$

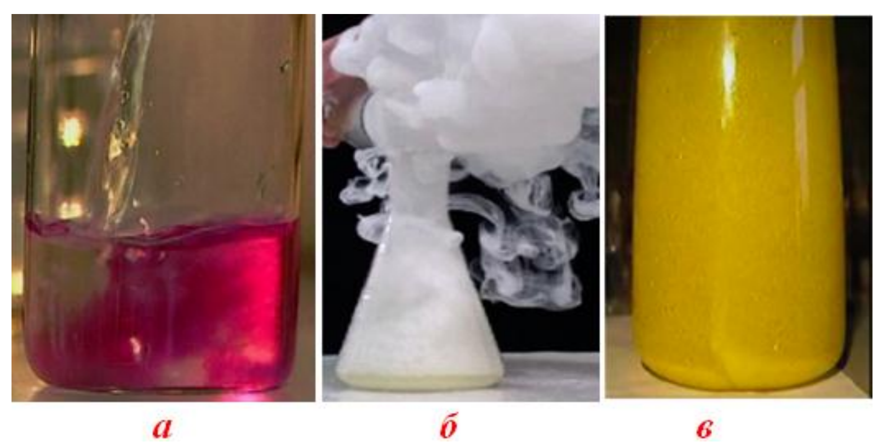


Рисунок 5.5 – Примеры реакций, протекающих при разных агрегатных состояниях веществ: а) гомогенная реакция между раствором щелочи (розовое окрашивание обусловлено добавлением фенолфталеина) и раствором соляной (хлоридной) кислоты $KOH_{(р-р)} + HCl_{(р-р)} \rightarrow KCl_{(р-р)} + H_2O_{(ж)}$; б) гетерогенная реакция $HCl_{(р-р)} + NH_4OH_{(р-р)} \rightarrow NH_4Cl\uparrow_{(пары)} + H_2O_{(ж)}$); в) гетерогенная реакция между двумя бесцветными растворами с образованием желтого осадка по схеме $CH_3COO)_2Pb_{(р-р)}+ 2KI_{(р-р)} \rightarrow 2CH_3COOK_{(р-р)} + PbI_2\downarrow_{(т)}$

3. По тепловым эффектам различают такие *термохимические* реакции:

- ***экзотермические реакции*** (рис. 5.6 а), при которых ***теплота выделяется***. В уравнениях экзотермических реакций используют два символа: **ΔH<0** и **+Q**. **ΔH<0** обозначает, что *содержание теплоты в реакционной системе уменьшается*, а символ **+Q** показывает, что *теплота окружающей среды увеличивается*. Например:

$$C_{(Т)} + O_{2(Г)} = CO_{2(Г)}; \ \Delta H = -394 кДж,$$

$$C_{(Т)} + O_{2(Г)} = CO_{2(Г)} + \mathbf{Q},$$

$$2NaOH_{(р\text{-}р)} + H_2SO_{4(р\text{-}р)} \rightarrow Na_2SO_{4(р\text{-}р)} + 2H_2O_{(ж)} + Q;$$

- ***эндотермические реакции*** (рис. 5.6 б), при которых ***теплота поглощается***. Для записи уравнений эндотермических реакций используется символ **ΔH>0** (теплота в реакционной системе увеличивается) или **–Q** (теплота в окружающей среде уменьшается). Например:

$$N_{2(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2NO_{(г)} - Q;$$

$$N_{2(Г)} + O_{2(Г)} = 2NO_{(Г)}, \qquad \Delta H = 181 кДж;$$

$$CO_{2(Г)} + C_{(Т)} = 2CO_{(Г)}, \qquad \Delta H = 175 кДж.$$

а *б*

Рисунок 5.6 – Термохимические реакции:
а) экзотермическая реакция горения бутана: $2C_4H_{10} + 13O_2 \rightarrow 8CO_2 + 10H_2O + Q$;
б) эндотермическая реакция аммиака со щавелевой кислотой $2NH_3 + H_2C_2O_4 \rightarrow (NH_4)_2C_2O_4 - Q$

4. По признаку обратимости различают:

- ***обратимые реакции***, которые могут протекать в ***прямом и обратном направлениях***. В уравнениях обратимых реакций вместо знака равенства (=) используют стрелки (⇔ или ↔), направленные в противоположные стороны:

$$3H_2 + N_2 \underset{обратная}{\overset{прямая}{\rightleftarrows}} 2NH_3.$$

Например, реакция

$$2H_2 + O_2 \leftrightarrow 2H_2O$$

при температуре 800–1500^{0}С идет в прямом направлении, а при 3000–4000^{0}С – в обратном. А для реакции

$$H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$$

при 300–400^{0}С возможно одновременное протекание как в прямом, так и в обратном направлении (рис. 5.7);



Рисунок 5.7 – Обратимые реакции

- ***необратимые реакции***, которые **протекают *только в одном направлении*** *до полного расходования одного из исходных веществ.* В необратимых реакциях записывают знак равенства (=) или стрелку, направленную в сторону продуктов реакции (→, →). Для необратимых реакций характерны следующие признаки:

а) образование в качестве продуктов реакции осадка или газа

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3\mathbf{O_2}\uparrow,$$

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow \mathbf{BaSO_4}\downarrow + 2NaCl;$$

b) образование малодиссоциирующих соединений (т.е. слабых электролитов, которые в растворе почти не распадаются на ионы: воды, слабой кислоты или слабого основания), например:

$$KOH + HBr \rightarrow KBr + \mathbf{H_2O},$$
$$NaNO_2 + HCl \rightarrow \mathbf{HNO_2} + NaCl,$$
$$(NH_4)_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow 2\mathbf{NH_4OH} + Na_2SO_4;$$

c) изменения окрашивания, например, изменения желтого цвета раствора в оранжевый при протекании реакции

$$2Na_2CrO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 + H_2O;$$

d) выделение очень большого количества теплоты (горение, взрыв), например:

$$C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O + Q.$$

5. По изменению валентных состояний атомов выделяют два основных типа реакций:

- ***реакции невалентных превращений***, при которых **изменяется только состав веществ**, а электронные оболочки атомов и степени окисления элементов не изменяются, например:

$$\overset{+2}{Ca}\overset{+4}{C}\overset{-2}{O}_3 = \overset{+2}{Ca}\overset{-2}{O} + \overset{+4}{C}\overset{-2}{O}_2,$$
$$\overset{+}{H}\overset{-}{Cl} + \overset{+}{Na}\overset{-2}{O}\overset{+}{H} = \overset{+}{Na}\overset{-}{Cl} + \overset{+}{H}_2\overset{-2}{O},$$
$$\overset{+2}{Ba}\overset{-2}{O} + \overset{+1}{H}_2\overset{-2}{O} \rightarrow \overset{+2}{Ba}(\overset{-2}{O}\overset{+1}{H})_2.$$

- ***окислительно-восстановительные***, при протекании которых **изменяются степени окисления у атомов** одного или нескольких **элементов**. Например:

$$2\overset{+2}{Hg}\overset{-2}{O} = 2\overset{0}{Hg} + \overset{0}{O}_2,$$
$$2\overset{+}{Na}\overset{-}{I} + \overset{0}{Cl}_2 = 2\overset{+}{Na}\overset{-}{Cl} + \overset{0}{I}_2,$$
$$2\overset{+3}{Fe}\overset{-1}{Cl}_3 + \overset{+1}{H}_2\overset{-2}{S} \rightarrow 2\overset{+2}{Fe}\overset{-1}{Cl}_2 + \overset{0}{S} + 2\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}.$$

Ключевые слова и термины

Русский	Украинские	Английский	Французский	Арабский
выделение	виділення	to evolve	se degager	خرج
гетерогенная	гетерогенна	heterogeneous	hétérogène	غير المتجانسة
гомогенная	гомогенна	homogeneous	homogène	متجانس
замещение	заміщення	replacement, displacement	replacement	تبديل ؛تعويض
классифицировать	класифікувати	to classify	classer	صنف , بوب
конечный	кінцевий	final	final	هائي , طرفي
направление	напрямок	direction	direction, sens	تبويب , الاتجاه
необратимая	незворотна	irreversible	irréversible	التفاعل لا عكوس (لا عكسي)
обмен	обмін	exchange	exchange	استبدل
обратимость	оборотність	reversible	réversiblité	تفاعل عكوس) عكسي
обратная	зворотна	backward	inverse	فاعل عكسي
окислительно-восстановительная реакция	окисно-відновна реакція	oxidation-reduction reaction	réaction	التفاعل التاكسدي الاختزالي
поверхность раздела	поверхня поділу	interface	intersurface, surface de séparation	السطح البيني

поглощение	поглинання	absorption	absorber	امتصاص
признак	ознака	feature, indication	indice, signe	دليل , ميزة , علاقة
протекание	перебіг	proceeding process	evoluation	حدوث , سريان
протекание реакции	перебіг реакції	reaction route	evoluation de réaction	سرب التفاعل , جرى , سرى
прямая	пряма	forward	ligne droit	مستقيم , مباشر
различают	розрізняють	to differ	differer	يميز
разложение	розкладання	decomposition	decomposition	تفكك
реагировать	реагувати	to react	reagir	يتفاعل , الرد
система	система	system	système	نظام
соединение	сполучення	composition	composition	رابط
степень окисления	ступінь окиснення	oxidation state, oxidation number	number d’oxydation	حالة التاكسد , عدد التاكسد
тепловой эффект	тепловий ефект	thermal effect	effect thermique	تاثير حراري
фаза	фаза	phase	phase	المرحلة
экзотермическая	екзотермічна	exothermic	exothermiaue	فاعل اكسوثيرمي
эндотермическая	ендотермічна	endothermic	endothermiaue	تفاعل اندوثيرمي

Обратите внимание!

1) ***из чего* получают *что?***
   Из двух веществ получают *одно*.
2) ***что* разлагается *на что*?**
   Вода разлагается *на водород и кислород*.
3) ***что* замещает *что?***
   Zn замещает *H* в кислоте.
4) ***что* обменивается *чем*?**
   Молекулы сложных веществ обмениваются *составными частями.*

Контрольные вопросы

1. Что называется химической реакцией?
2. Что называется химическим уравнением? Какие сведения оно содержит?
3. По каким признакам классифицируют химические реакции?
4. Дайте определение реакций: а) соединения; б) разложения; в) замещения; г) обмена.
5. Какие реакции называют экзотермическими?
6. Какие реакции называют эндотермическими?
7. Какие реакции называют обратимыми? Какой знак используют в уравнениях обратимых реакций?
8. Какие реакции называют необратимыми? Какой знак используют в уравнениях обратимых реакций?
9. На какие группы делят реакции по изменению степеней окисления атомов в исходных веществах?

Задания для самостоятельной работы

1. Выберите уравнение химической реакции соединения:
   а) $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$; б) $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$;
   в) $2Al + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$; г) $Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$.
2. Выберите уравнение химической реакции разложения:
   а) $Ca(OH)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2H_2O$; б) $2AgCl = 2Ag + Cl_2$;

в) $2Al + 3S = Al_2S_3$; г) $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$.

3. Выберите уравнение химической реакции замещения:
   а) $2Cu(NO_3)_2 = 2CuO + 4NO_2 + O_2\uparrow$; б) $Fe(OH)_2 = FeO + H_2O$;
   в) $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$; г) $Fe + CuCl_2 = FeCl_2 + Cu$.
4. Выберите уравнение химической реакции обмена:
   а) $H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2HCl$; б) $4HNO_3 = 4NO_2\uparrow + 2H_2O + O_2\uparrow$;
   в) $BaO + H_2O = Ba(OH)_2$; г) $2Li + 2H_2O = 2LiOH + H_2\uparrow$.
5. Определите тип химической реакции по изменению числа и природы исходных и конечных веществ:
   а) $C + O_2 = CO_2$; б) $Mg + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2$; в) $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$;
   г) $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$; д) $KCl + AgNO_3 = KNO_3 + AgCl$; е) $NH_4Cl = NH_3 + HCl$;
   ё) $2KI + Cl_2 = 2KCl + I_2$; ж) $CaCO_3 = CaO + CO_2$; з) $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HCl$.
6. Определите, какие из приведенных реакций принадлежат к: а) экзотермическим; б) эндотермическим:
   а) $2H_{2(Г)} + O_{2(Г)} = 2H_2O_{(р)}$, $\Delta H^0 = -571{,}6$ кДж; б) $3O_{2(Г)} = 2O_{3(Г)}$, $\Delta H = +289$ кДж;
   в) $S_{(Т)} + O_{2(Г)} = SO_{2(Г)}$, $\Delta H = -297$ кДж.
7. Определите, какие из приведенных реакций принадлежат к окислительно-восстановительным:
   а) $\overset{+2}{Ba}\overset{-2}{O} + \overset{+}{H}_2\overset{-2}{O} = \overset{+2}{Ba}(\overset{-2}{O}\overset{+}{H})_2$; б) $\overset{0}{Ba} + 2\overset{+}{H}_2\overset{-2}{O} = \overset{+2}{Ba}(\overset{-2}{O}\overset{+}{H})_2 + \overset{0}{H}_2$; в) $\overset{+2}{Ca}\overset{+4}{C}\overset{-2}{O}_3 \rightleftarrows \overset{+2}{Ca}\overset{-2}{O} + \overset{+4}{C}\overset{-2}{O}_2\uparrow$;
   г) $4\overset{0}{P} + 5\overset{0}{O}_2 = 2\overset{+5}{P}_2\overset{-2}{O}_5$; д) $4\overset{0}{Zn} + 10\overset{+}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O}_3 = 4\overset{+2}{Zn}(\overset{+5}{N}\overset{-2}{O}_3)_2 + 5\overset{+}{H}_2\overset{-2}{O} + \overset{+}{N}_2\overset{-2}{O}$.

5.2 Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления

Во многих реакциях происходит перемещение электронов от одних частиц к другим. Это особый вид химического взаимодействия – окислительно-восстановительные реакции. Примером таких реакций являются процессы горения, фотосинтеза в растениях, дыхание, метаболические процессы в живых организмах, коррозия металлов и другие.

> ***Окислительно-восстановительными*** *называются такие химические реакции, при которых* ***изменяются степени окисления у атомов*** *одного или нескольких* ***элементов****, входящих в состав исходных веществ.*

> ***Условные заряды,*** *которые возникли бы на* ***атомах*** *при условии образования между ними* ***ионной связи****, называются* ***степенью окисления.***

Степень окисления может иметь отрицательное, положительное, нулевое и дробное значения. Она записывается над символом элемента арабской цифрой со знаком «+» или «–» *перед* ней, например:

$$\overset{+2}{Fe},\ \overset{-3}{N},\ \overset{+1}{H}.$$

Степень окисления отличается от заряда иона: заряды ионов записываются арабскими цифрами со знаком «+» или «–» *после* цифры и размещаются вверху справа от символов химических элементов, например, Mg^{2+}, Cl^{-}, PO_4^{3-}.

Для нахождения степени окисления атомов в соединениях используют несколько ***правил.***

1. ***Атомы** элементов **в простом** веществе имеют нулевую степень окисления*, ст. ок. = **0**, например: N_2^0, O_3^0, S_8^0, P_4^0, Ne^0.
2. ***Степень окисления кислорода** в сложных **соединениях** равна* ***– 2****, за исключением* пероксидов ($H_2O_2^{-1}$, $Na_2O_2^{-1}$), озонидов ($KO_3^{-1/3}$), надпероксидов ($K_2O_4^{-1/2}$), фторидов кислорода ($O^{+2}F_2$, $O_2^{+1}F_2$).
3. ***Водород** в сложных **соединениях** имеет степень окисления* ***+1*** ($H_2^{+1}O$, $H^{+1}F$, $H_3^{+1}PO_4$), кроме гидридов активных металлов: CaH_2^{-1}, NaH^{-1}.
4. ***Фтор** F* как наиболее электроотрицательный элемент *в сложных соединениях проявляет степень окисления **–1***, например: AlF_3^{-1}, SOF_2^{-1}, OF_2^{-1}.
5. *Степень окисления атомов **щелочных металлов*** (Li, Na, K и др.) в сложных соединениях равна ***+1*** (рис. 5.8), а ***щелочноземельных*** (Ca, Sr, Ba) – ***+2***.

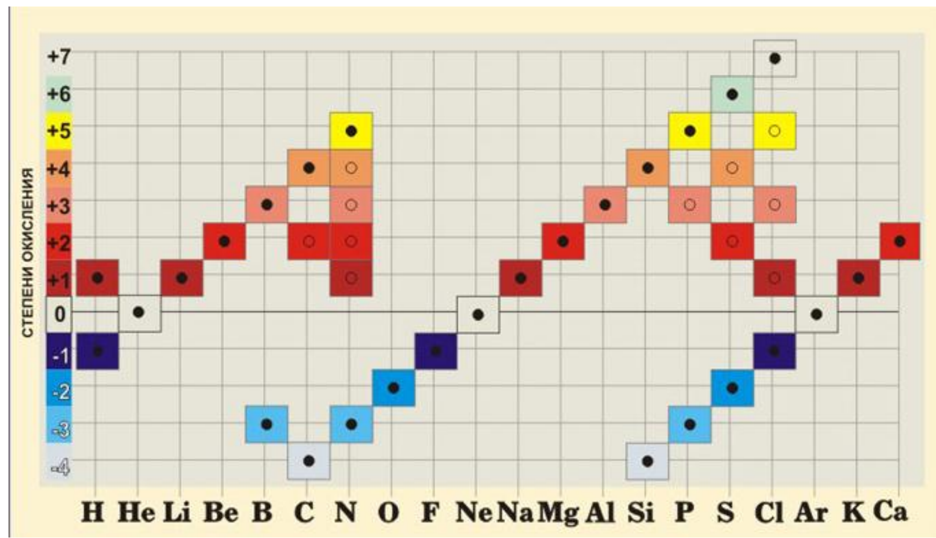
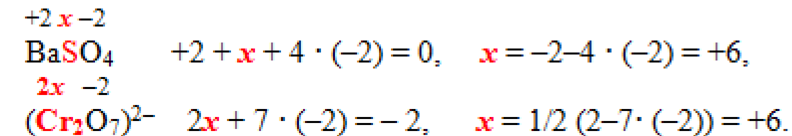


Рисунок 5.8 – Степени окисления s- и p-элементов (порядковые № 1–20)

6. ***В нейтральных молекулах** алгебраическая **сумма степеней окисления** всех атомов* ***равна нулю*** (рис. 5.9 а), *а **в ионе – заряду иона*** (рис. 5.9 б). По этому правилу можно определить степень окисления атомов любого элемента в молекуле или ионе. Например, степени окисления атомов S и Cr в молекуле $BaSO_4$ и ионе $Cr_2O_7^{2-}$ можно рассчитать с помощью алгебраических уравнений с одним неизвестным:



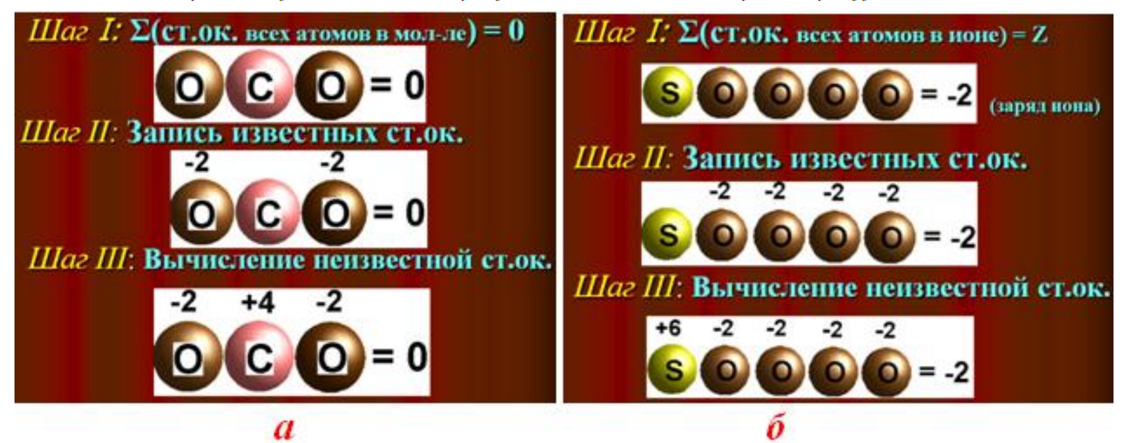


Рисунок 5.9 – Схема алгоритма определения неизвестной степени окисления: а) молекулы CO_2; б) иона SO_4^{2-}.

7. ***Высшая*** *(максимальная)* ***степень окисления*** для большинства элементов определяется по ***номеру группы*** *периодической системы*: **max. ст. ок. = номер группы**. Так, марганец находится в седьмой группе, поэтому его высшая степень окисления равна +7. *Исключением* из этого правила является подавляющее большинство d-элементов (рис. 5.10), а также такие элементы (в скобках отмечена их max ст. ок.): кислород (+2), фтор (0), бром (+5), криптон (+2).

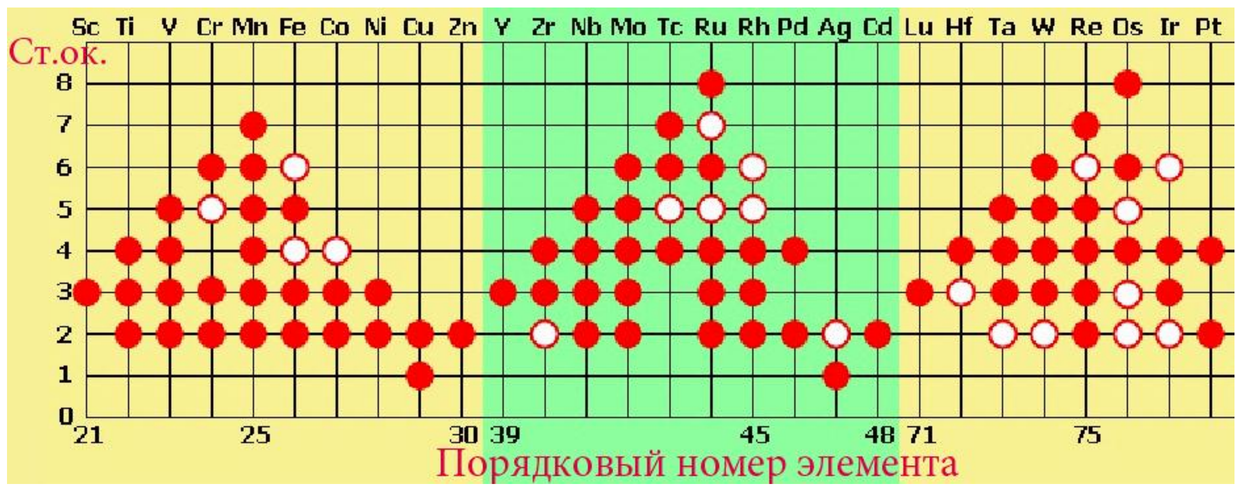


Рисунок 5.10 – Степени окисления d-элементов

8. ***Низшая*** *(минимальная)* ***степень окисления*** *для атомов элементов* IVA–VIIA-подгрупп ***рассчитывается из соотношения***: **min. ст. ок. = (номер группы–8),** например, для элемента VIA-подгруппы селена (Se) низшая степень окисления равна 6 – 8 = –2. *Для* ***d-элементов*** *низшая степень окисления* ***равняется нулю***.

Пример 5.1. Рассчитайте степени окисления элементов в соединениях: PH_3, SO_2, NH_4NO_3, Na_2HPO_4.
Решение. В фосфине PH_3 атомы водорода проявляют постоянную степень окисления +1, значит, сумма степеней окисления всех атомов H равна +1·3 = +3. Атом фосфора должен проявлять одинаковую по абсолютной величине, но противоположную по знаку степень окисления, т. е. –3. Получаем: $P^{-3}H^{+1}{}_3$.
В оксиде серы (IV) SO_2 степень окисления кислорода равна –2, тогда в сумме на двух атомах O должно быть –2·2 = –4, а на S – противоположная по знаку степень окисления, т. е. +4. Значит, имеем $S^{+4}O_2{}^{-2}$.
В гидроортофосфате натрия Na_2HPO_4 постоянные степени окисления проявляют элементы Na (+1), H (+1), O (–2). Составим простейшее уравнение, обозначив через *x* степень окисления атома P:

$$3\cdot(+1) + 1\cdot(+1) + x + 4\cdot(-2) = 0,$$

отсюда $x = +5$.

Следовательно, $Na_2{}^{+1}H^{+1}P^{+5}O_4{}^{-2}$.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
исключение	виняток	exception	exception	استثناء , حذف , ازالة , ابعاد
заряд	заряд	charge	charge	شحنة
высший	вищий (максимальний)	highest	supérieur	اعلى
низший	нижчий (мінімальний)	lowest	inférieur	الاقل
соединение	сполука	compound	composé	صلة

Контрольные вопросы

1. Что называется степенью окисления?
2. Расскажите правила для определения степеней окисления.
3. Какую степень окисления имеют атомы элементов в простых соединениях?
4. Какие элементы проявляют постоянные степени окисления в сложных соединениях? Приведите примеры.
5. Какие степени окисления проявляют водород и кислород в сложных соединениях?
6. Какие степени окисления в сложных соединениях характерны для таких металлов: *Na, Cs, Be, Mg, Al, Li, K, Ba, Cd, Zn, Rb?*
7. Какую степень окисления проявляет фтор F в сложных соединениях?
8. Какую степень окисления проявляют инертные элементы?
9. Как определить максимальную степень окисления элементов?
10. Какая степень окисления называется минимальной? Как рассчитать минимальную степень окисления?
11. Какими могут быть максимальная и минимальная степени окисления таких элементов: *N, S, Cl, Mn, Cr, Si, P, Se, As, Ga, V, Ti, Hg, Ge*?
12. Чему равны суммы степеней окисления всех атомов, которые входят в состав молекулы, иона?

Задания для самостоятельной работы

1. Вычислите степень окисления каждого элемента в соединениях:
а) S, H_2S, SO_2, SO_3, H_2SO_3, KHS, $CaSO_4$, $Na_2S_2O_3$, $Na_2S_4O_6$;
б) N_2, NH_3, HNO_2, N_2O_5, NO, N_2O;
в) Cr, Cr_2O_3, $K_2Cr_2O_7$, $Cr(OH)_3$, K_2CrO_4, $CrCl_3$;
г) AsH_3, KH_2AsO_3, $Ba(AsO_4)_2$, $(CaOH)_3AsO_4$, As_2O_5, $AsCl_3$;
д) PH_3, P_2H_4, PH_4Cl, P_2O_5, Na_2HPO_4, $Na_2H_2P_2O_7$, $Al(PO_3)_3$;
е) $V(OH)_2$, NH_4VO_3, V_2O_3, $H_6V_{10}O_{28}$;
ж) $CHCl_3$, CO, CO_2, HCN, $HCOOH$, CF_2, $NaHCO_3$;
з) CaF_2, KHF_2, F_2, OF_2;
и) $BaCl_2$, $KClO_3$, $Ca(ClO)_2$, CrO_2Cl_2, $NaClO_4$, $FeCl_2$, $FeCl_3$, $KClO_2$;
к) H_2O, H_2O_2, OF_2, KO_3, K_2O_4, BaO_2, BaO, NaO_2.

2. Вычислите степень окисления каждого элемента в ионах: HSO_4^-, SO_4^{2-}, NH_4^+, NO_3^-, ClO_4^-, $Cr_2O_7^{2-}$, Mn^{2+}, $Fe(OH)_2^+$, $\left[Cu(NH_3)_2\right]^{2+}$, PO_4^{3-}, PH_4^+, MnO_4^{2-}, $\left[Al(OH)_6\right]^{3-}$, IO_6^{5-}, VO_2^{2+}, TiO^{2+}, $H_2PO_3^-$, $FeOH^{2+}$.

3. Как называется условный заряд на атоме в молекуле, который определяется на основании допущения, что все связи между атомами являются ионными: а) заряд иона; б) степень окисления; в) ковалентность; г) стехиометрическая валентность?

4. Какой основной признак характерен для окислительно-восстановительных реакций: а) образование нескольких веществ из одного, имеющего более сложный состав; б) образование одного сложного вещества в результате соединения нескольких простых; в) изменение степеней окисления атомов одного или нескольких элементов; г) укрепление связей между атомами?

5. Какая из перечисленных реакций относится к окислительно-восстановительным:
а) $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$; б) $NaCl + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HCl$;
в) $MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$; г) $Na_2O + SO_3 \rightarrow Na_2SO_4$?

6. В каком случае приведены только элементы, проявляющие в сложных соединениях постоянную степень окисления:
а) Hg, Cl, O; б) Mn, H, C; в) Ba, F, Cd; г) S, N, Ni?

7. В каком ионе степень окисления хрома равна +6:
а) $[Cr(OH)_6]^{3-}$; б) $Cr_2O_7^{2-}$; в) CrO_2^-; г) $[Cr(OH)_4]^-$?
8. В каком ионе степень окисления йода равна +7:
а) $H_3IO_6^{2-}$; б) IO_2^-; в) IO_3^-; г) IO^-?
9. В каком ионе степень окисления тантала равна +5:
а) TaO^+; б) TaO^{2+}; в) TaO_3^-; г) TaO_3^{2-}?
10. Расссчитайте степени окисления Фосфора в соединениях $K_3HP_2O_7$; Ca_3P_2:
а) +3 и –2; б) г) +3 и –4; в) г) +5 и +3; г) +5 и –3.
11. Рассчитайте степени окисления марганца в ионах $Mn(OH)_2^{2+}$ и MnO_4^{2-}:
а) +4 и +6; б) +3 и +7; в) +2 и +4; г) +6 и +4.
12. В каком соединении сера проявляет свою высшую степень окисления:
а) $Fe_2(SO_4)_3$; б) $SOCl_2$; в) $Na_2S_2O_3$; г) $(NH_4)_2S$?
13. В каком соединении сера проявляет свою низшую степень окисления:
а) $Fe_2(SO_4)_3$; б) $SOCl_2$; в) $Na_2S_2O_3$; г) $(NH_4)_2S$?
14. Атомы каких элементов изменяют свои степени окисления в ходе реакции, протекающей по схеме: $Zn + KNO_3 + KOH + H_2O \rightarrow K_2[Zn(OH)_4] + NH_3$:
а) Zn, N; б) K, H; в) H, O; г) K, O?
15. Атомы каких элементов изменяют свои степени окисления в ходе реакции, протекающей по схеме: $AsH_3 + HNO_3 \rightarrow H_3AsO_4 + NO + H_2O$:
а) H, N; б) As, N; в) H, O; г) N, O?
16. Атомы каких элементов изменяют свои степени окисления в ходе реакции, протекающей по схеме: $KMnO_4 + H_2C_2O_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + CO_2 + +H_2O$:
а) K, O; б) H, O; в) S, H; г) Mn, C?
17. Атомы каких элементов изменяют свои степени окисления в ходе реакции, протекающей по схеме: $Cr_2S_3 + KNO_3 + Na_2CO_3 \rightarrow K_2CrO_4 + NO + CO_2 + +Na_2SO_4$:
а) K, C, O; б) Na, K, O; в) Cr, S, N; г) Na, C, O?

5.3 Процессы окисления и восстановления. Окислители и восстановители

В окислительно-восстановительных реакциях причиной изменения степеней окисления может быть *смещение* электронов от одного реагента (восстановителя) к другому (окислителю). Это смещение принимают за *полный переход электронов* от атомов одного элемента к атомам другого.

Рассмотрим горение кальция в кислороде согласно уравнению

$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO.$$

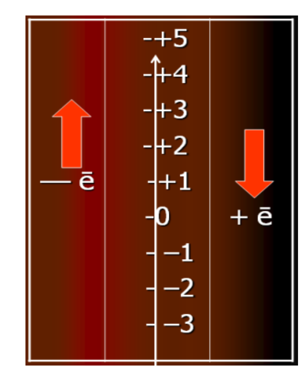
Этот процесс можно рассматривать как переход двух электронов от атома кальция к атому кислорода, вследствие чего образуются отрицательно заряженные ионы кислорода, которые приобретают стабильную электронную конфигурацию $2s^22p^6$:

$$O^0 + 2\bar{e} \rightarrow O^{2-}.$$

У атома кальция, который отдает два 4s-электрона и превращается в положительный ион, тоже появляется стабильная электронная конфигурация ($3s^23p^6$):

$$Ca^0 - 2\bar{e} \rightarrow Ca^{2+}.$$

*Процесс **отдачи электронов,** называется **окислением. При этом с**тепень окисления повышается.*



Например, процессы окисления:

$$Fe^0 - 3\bar{e} \rightarrow Fe^{+3} \quad H_2^0 - 2\bar{e} \rightarrow 2H^+ \quad S^{-2} - 2\bar{e} \rightarrow S^0.$$

Процесс присоединения электронов называется восстановлением. *При этом степень окисления уменьшается.*
Например, процессы восстановления:

$$Fe^{+3} + 3\bar{e} \rightarrow Fe^{0} \qquad O_2^0 + 4\bar{e} \rightarrow 2O^{-2} \qquad S^0 + 2\bar{e} \rightarrow S^{-2}.$$

Вещество, содержащее атомы элемента, которые присоединяют электроны, называется ***окислителем***.

Вещество, атомы элемента которого отдают электроны, называется ***восстановителем.***

Оба процесса являются обязательными и происходят одновременно (рис. 5.11):

$$\text{Восстановитель} - \bar{e} \rightleftarrows \text{Окислитель}$$

$$\text{Окислитель} + \bar{e} \rightleftarrows \text{Восстановитель.}$$

Рисунок 5.11 – Взаимозависимость процессов окисления и восстановления

Пример 5.2. Определить процессы окисления и восстановления в приведенных схемах:
а) $S^0 \rightarrow S^{+4}$; б) $Al^{+3} \rightarrow Al^0$.

Решение. ***а)*** В переходе $S^0 \rightarrow S^{+4}$ степень окисления серы повышается от 0 до +4, то есть атом серы отдает электроны. Это процесс окисления:

$$S^0 - 4\bar{e} \rightarrow S^{+4}$$ сера является восстановителем.

б) В переходе степень окисления алюминия снижается от +3 до 0, атом алюминия присоединяет электроны. Это процесс восстановления:

$$Al^{+3} + 3\bar{e} \rightarrow Al^0$$ алюминий является окислителем.

Пример 5.3. Какой процесс – окисление или восстановление – происходит в переходе $I_2 \rightarrow IO_6^{5-}$?

Решение. Определяем степени окисления элемента йода в I_2 и в ионе IO_6^{5-}: они равны 0 и +7 соответственно. Видно, что атомы йода повысили свою степень окисления, следовательно I_2 окислился:

$$I_2^0 - 14\bar{e} \rightarrow 2I^{+7} \text{ (процесс окисления).}$$

Окислительно-восстановительные свойства веществ зависят от многих факторов (рис. 5.12): строения атомов и положения элементов в периодической системе, а также от значения степени окисления элементов, входящих в состав соединения.



Рисунок 5.12 – Сравнительная шкала для качественной оценки окислительно-восстановительных способностей некоторых катионов и анионов

В малых периодах с возрастанием порядкового номера элемента уменьшается атомный радиус, а количество валентных электронов на внешнем слое увеличивается, поэтому ослабляется способность атома отдавать электроны и, наоборот, усиливается способность присоединять их, т. е. восстановительные свойства уменьшаются, а окислительные – возрастают.

В главных подгруппах по мере увеличения заряда ядра возрастает как количество электронных слоев, так и радиус атома, внешние электроны размещаются все дальше от ядра и сильнее экранируются внутренними электронными слоями. По этой причине облегчается отдача электронов (следовательно, усиливается восстановительная активность) и затрудняется их присоединение (ослабляются окислительные свойства атомов элементов).

Типичные восстановители

1. Нейтральные атомы металлов и некоторых неметаллов (H_2, B, C, Si). Особенно важны металлы IA-, IIA-подгрупп, Al, Zn, Fe. *Восстановительные свойства металлов* в реакциях,

протекающих в водных растворах, *уменьшаются от начала к концу ряда напряжений* металлов:

Li, Cs, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Be, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H_2, Cu, Hg, Ag, Pb, Au.

В химических реакциях металлы отдают электроны и окисляются по схеме

$$Me^0 - n\bar{e} \rightarrow Me^{+n}.$$

2. Отрицательно заряженные ионы неметаллов E^{n-}. Например, сульфид-ион может окисляться до свободной серы S^0 и до более высоких степеней окисления:

$S^{-2} - 2\bar{e} \rightarrow S^0$,

$S^{-2} - 6\bar{e} \rightarrow S^{+4}$,

$S^{-2} - 8\bar{e} \rightarrow S^{+6}$.

При одинаковом отрицательном заряде восстановительные свойства ионов возрастают с увеличением атомного радиуса. Так, среди галогенид-ионов восстановительные свойства усиливаются в ряду: Cl^{-1}, Br^{-1}, I^{-1}. *Фторид-ион F^{-1} восстановительных свойств вообще не проявляет*.

К этой группе восстановителей относятся гидриды щелочных и щелочно–земельных металлов (NaH, CaH_2), содержащие гидрид-ион H^-, который легко окисляется:

$2H^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow H_2^0$,

$H^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow H^{+1}$.

3. Ионы некоторых металлов в низких степенях, например:

$Cu^{+1} - 1\bar{e} \rightarrow Cu^{+2}$,

$Fe^{+2} - 1\bar{e} \rightarrow Fe^{+3}$,

$Cr^{+2} - 1\bar{e} \rightarrow Cr^{+3}$,

$Mn^{+2} - 2\bar{e} \rightarrow Mn^{+4}$.

4. Сложные ионы или молекулы, содержащие атомы в *промежуточных степенях окисления*, например:

$\overset{+2}{C}O \rightarrow \overset{+4}{C}O_2$, $(\overset{+4}{S}O_3)^{2-} \rightarrow (\overset{+6}{S}O_4)^{2-}$,

$\overset{+2}{N}O \rightarrow \overset{+4}{N}O_2$, $(\overset{+2}{S_2}O_3)^{2-} \rightarrow (\overset{+2,5}{S_4}O_6)^{2-}$,

$(\overset{+3}{N}O_2)^- \rightarrow (\overset{+5}{N}O_3)^-$, $\overset{+2}{Fe}(OH)_2 \rightarrow \overset{+3}{Fe}(OH)_3$.

Типичные окислители

1. Нейтральные атомы и молекулы неметаллов. Самые сильные окислители среди простых веществ размещаются в VIIA- и VIA-подгруппах, а наиболее слабые – атомы элементов IVA-подгруппы. *В пределах одной подгруппы с возрастанием порядкового номера окислительные свойства убывают*, поэтому наиболее активным окислителем является фтор:

$$F_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2F^{-1},$$
$$O_2^0 + 4\bar{e} \rightarrow 2O^{-2},$$
$$C^0 + 4\bar{e} \text{ v } C^-,$$
$$Cl_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^{-1}.$$

2. Положительно заряженные ионы металлов. *Окислительные свойства ионов металлов уменьшаются от конца ряда напряжений к его началу*, т. е. самый сильный окислитель среди положительно заряженных ионов металлов – катион золота (+3):

$$Au^{+3} + 3\bar{e} \rightarrow Au^0,$$
$$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0.$$

Если для металла возможны переменные степени окисления, то его окислительные свойства тем сильнее, чем более высокую степень окисления проявляют атомы металла. Например, Cu^{3+} более сильный окислитель, чем Cu^{2+}.

3. Положительно заряженные ионы водорода H^+ окисляют металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, а сами при этом восстанавливаются:

$$2H^{+1} + 2\bar{e} \rightarrow H_2^{o}.$$

4. Сложные молекулы или ионы, содержащие атомы элементов в максимальной (или достаточно высокой) степени окисления: концентрированные H_2SO_4 и HNO_3 и их соли; кислотные остатки ClO_3^-, MnO_4^-, MnO_4^{2-}, CrO_4^{2-}, $Cr_2O_7^{2-}$ и т. п.

Степень окисления, которую проявляют атомы элемента в конкретном соединении, существенным образом влияет на окислительно-восстановительные свойства:

с повышением степени окисления увеличивается окислительная способность атомов элемента, а с понижением, наоборот, усиливаются их восстановительные свойства.

Для примера рассмотрим ряд азотсодержащих соединений:

$$\overset{+5}{\mathrm{HNO_3}},\ \overset{+4}{\mathrm{NO_2}},\ \overset{+3}{\mathrm{HNO_2}},\ \overset{+2}{\mathrm{NO}},\ \overset{+1}{\mathrm{N_2O}},\ \overset{0}{\mathrm{N_2}},\ \overset{-1}{\mathrm{NH_2OH}},\ \overset{-2}{\mathrm{N_2H_4}},\ \overset{-3}{\mathrm{NH_3}}.$$

Азотная кислота HNO_3, в которой азот (+5) находится в максимальной степени окисления, проявляет *только окислительные* свойства и может *только восстанавливаться* по одной из схем**:**

$$\overset{+5}{N} + 1\bar{e} \rightarrow \overset{+4}{N},$$

$$\overset{+5}{N} + 3\bar{e} \rightarrow \overset{+2}{N},$$

$$2\overset{+5}{N} + 10\bar{e} \rightarrow \overset{0}{N_2},$$

$$\overset{+5}{N} + 8\bar{e} \rightarrow \overset{-3}{N}.$$

Аммиак NH_3 содержит азот (–3) в минимальной степени окисления, поэтому он является *только восстановителем* и может *только окисляться*, например:

$$\overset{-3}{N} - 8\bar{e} \rightarrow \overset{+5}{N},$$

$$2\overset{-3}{N} - 6\bar{e} \rightarrow \overset{0}{N_2}.$$

Соединения, в которых азот находится *в промежуточных степенях окисления* (от +4 до –2), в зависимости от условий могут проявлять как окислительный, так и восстановительный характер. Такая способность называется *окислительно-восстановительной двойственностью*, например:

окислитель	$\overset{+3}{N} + 1\bar{e} \rightarrow \overset{+2}{N}$	восстановление**,**
восстановитель	$\overset{+3}{N} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+5}{N}$	окисление**.**

Вещества**, содержащие атомы элементов в **промежуточной степени окисления,** в зависимости от условий реакции могут проявлять либо **восстановительные, либо окислительные свойства.

Характерным примером может служить пероксид водорода H_2O_2 и другие пероксиды, которые с более сильными восстановителями ведут себя как окислители:

$$H_2O_2^{-1} + HI^{-1} \rightarrow HI^{+5}O_3 + H_2O^{-2},$$

а с более сильными окислителями – как восстановители:

$$H_2O_2^{-1} + KMn^{+7}O_4 \rightarrow Mn^{+2}O_2 + O_2^{0} + KOH + H_2O.$$

Эти процессы можно записать так:

окислитель	$H_2O_2^{-1} + 2\bar{e} \rightarrow 2(O^{-2}H)^-$	восстановление, *или:*
окислитель	$H_2O_2^{-1} + 2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2H_2O^{-2}$	восстановление,
восстановитель	$2H_2O_2^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow O_2^{0} + 2H_2O$	окисление.

Аналогичные свойства характерные и для многих других соединений, например:

- азотистая кислота HNO_2 и ее соли нитриты, в состав которых входит нитрит-ион NO_2^-:

$(N^{+3}O_2)^- + 2H^+ + 1\bar{e} \rightarrow N^{+2}O + H_2O$ – восстановление,
$(N^{+3}O_2)^- + H_2O - 2\bar{e} \rightarrow (N^{+5}O_3)^- + 2H^+$ – окисление;

- сернистая кислота H_2SO_3 и ее соли сульфиты, содержащие сульфит-анион SO_3^{2-}:

$(S^{+4}O_3)^{2-} + 6H^+ + 4\bar{e} \rightarrow S^0 + 3H_2O$ – восстановление,
$(S^{+4}O_3)^{2-} + H_2O - 2\bar{e} \rightarrow (S^{+6}O_4)^{2-} + 2H^+$ – окисление;

- свободные галогены (кроме фтора F_2), например, йод:

$I_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2I^{-1}$ – восстановление,
$I_2^0 + 6H_2O - 10\bar{e} \rightarrow 2(I^{+5}O_3)^- + 12H^+$ – окисление;

- фосфор – P:

$P^0 + 3H^+ + 3\bar{e} \rightarrow P^{-3}H_3$ – восстановление,
$P^0 + 4H_2O - 5\bar{e} \rightarrow (P^{+5}O_4)^{3-} + 8H^+$ – окисление;

- свободная сера S:

$S^0 + 2\bar{e} \rightarrow S^{-2}$ – восстановление,
$S^0 - 4\bar{e} \rightarrow S^{+4}$ – окисление.

Общий вывод об окислительной и восстановительной способности веществ:

1. Атомы элементов в ***максимальных степенях окисления*** *могут* ***только принимать электроны*** *и проявлять в окислительно-восстановительных реакциях исключительно* ***окислительные свойства****. Например:* $HN^{+5}O_3$, $HCl^{+7}O_4$, $H_2S^{+6}O_4$ $KMn^{+7}O_4$, $K_2Cr^{+6}{}_2O_7$

2. Атомы элементов в ***минимальных степенях окисления*** *могут* ***только отдавать электроны*** *и проявлять только* ***восстановительные свойств.*** *Например:* Mg^0, Al^0, Fe^0, $N^{-3}H_3$, H_2S^{-2}, HCl^{-1}.

Атомы элементов ***в промежуточных степенях окисления*** *могут как* ***принимать****,* *так и* ***отдавать*** *электроны, поэтому в зависимости от условий способны проявлять* ***окислительно-восстановительную двойственность****. Например:* $N^{+2}O$, $KN^{+3}O_2$, $N^{+4}O_2$, $H_2S^{+4}O_3$, $H_2O_2^{-1}$.

Пример 5.4. Какие свойства будут проявлять атомы элемента марганца в соединениях: $KMnO_4$, MnO_2, $MnSO_4$, Mn?

Решение. В соединении $K\overset{+7}{Mn}O_7$ марганец (+7) имеет максимальную степень окисления. Поэтому атомы марганца (+7) могут только принимать электроны (быть окислителем) по одной из схем:

Окислитель $Mn^{+7} + 1\bar{e} \rightarrow Mn^{+6}$,
Окислитель $Mn^{+7} + 3\bar{e} \rightarrow Mn^{+4}$,
Окислитель $Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2}$,
Окислитель $Mn^{+7} + 7\bar{e} \rightarrow Mn^0$.

В соединении $\overset{+4}{Mn}O_2$ марганец (+4) имеет промежуточную степень окисления. Он может принимать или отдавать электроны, то есть может быть и окислителем, и восстановителем:

Восстановитель $Mn^{+4} - 3\bar{e} \rightarrow Mn^{+7}$,
Окислитель $Mn^{+4} + 2\bar{e} \rightarrow Mn^{+2}$.

В соединении $\overset{+2}{Mn}SO_4$ марганец (+2) находится тоже в промежуточной степени окисления, поэтому проявляет окислительно-восстановительную двойственность и в зависимости от условий может быть окислителем или восстановителем:

Восстановитель $Mn^{+2} - 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+7}$,
Окислитель $Mn^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow Mn^0$.

В соединении Mn^0 марганец (0) имеет минимальную степень окисления. Он может только отдавать электроны, значит, может быть только восстановителем:

Восстановитель $Mn^0 - 2\bar{e} \rightarrow Mn^{+2}$,
Восстановитель $Mn^0 - 4\bar{e} \rightarrow Mn^{+4}$,
Восстановитель $Mn^0 - 7\bar{e} \rightarrow Mn^{+7}$.

Пример 5.5. Заполните пропуски в полуреакциях: а) As^{+3} … ē → As^{-3}; б) $2Br^{-1}$ – 2ē → ...
Решение. ***а)*** В правой и левой частях электронного уравнения

$$As^{+3} \ldots \bar{e} \rightarrow As^{-3}$$

количество атомов мышьяка одинаково, а степень окисления понижается (от +3 до –3). Это происходит в случае присоединения электронов (процесс восстановления). Количество принятых электронов определяем с учетом степеней окисления атомов As до и после реакции: +3 + xē = –3, откуда x = 6. Тогда заданная схема имеет вид:

$$As^{+3} + 6\bar{e} \rightarrow As^{-3}.$$

б) В левой части схемы

$$2Br^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow \ldots$$

находятся два атома брома, значит и в правой части тоже должно быть два атома. Но потеря двух электронов двумя атомами Br^{-1} (процесс окисления) показывает, что они приобрели нулевую степень окисления. Это соответствует образованию простого вещества Br_2^0. Следовательно, схема полуреакции:

$$2Br^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow Br_2^0$$

Ключевые слова и термины

Русский	**Украинский**	**Английский**	**Французский**	**Арабский**
восстановитель	відновник	reductant	agent reducteur	مختزل
восстановление	відновлення	reduction	reduction	خفض التاكسد , حدد , اختزل
двойственность	двоїстість	ambivalence	ambiguïté	ازدواجية
окисление	окиснення	oxidation	oxydation	الاكسدة , تاكسد
окислитель	окисник	oxidant	oxydant	مؤكسد
отдавать	віддавати	to lose	rendre	يفقد , يعطي
понижается	знижується	to decrease	il diminue	يقلل
присоединять	приєднувати	to gain	acquerir	بكسب , يختزل
увеличивать	збільшувати	to increase	s’accroitre, accoroissement	يزيد

Контрольные вопросы

1. Дайте определение таким понятиям:
а) окисление; б) восстановление; в) восстановитель; г) окислитель.
2. Как изменяется степень окисления в результате процесса восстановления? в результате процесса окисления?
3. Какие свойства проявляют атомы элемента в максимальной степени окисления?
4. Какие свойства проявляют атомы элемента в минимальной степени окисления?
5. Какие свойства проявляют атомы элемента в промежуточной степени окисления?
6. Какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях проявляют атомы элемента кислорода в степенях окисления –2, –1, –1/3, 0, +2?
7. Какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях проявляют атомы элемента фосфора в степенях окисления +5, +3, 0, –3?
8. Какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях проявляют атомы элемента азота в степенях окисления +5, +4, +3, +2, +1, 0, –1, –2, –3?
9. Что называется окислительно-восстановительной двойственностью?
10. В какой степени окисления атомы элементов способны проявлять окислительно-восстановительную двойственность?
11. От чего зависит, какое свойство – окислительное или восстановительное – будут проявлять атомы элементов в промежуточной степени окисления?

Задания для самостоятельной работы

1. Окислителем является вещество, содержащее атомы, которые:
а) понижают свою степень окисления; б) отдают электроны; в) повышают свою степень окисления; г) окисляются в процессе реакции.

2. В каком из перечисленных случаев происходит процесс восстановления:
а) нейтральные атомы превращаются в отрицательно заряженные ионы;
б) нейтральные атомы превращаются в положительно заряженные ионы;
в) положительный заряд иона увеличивается; г) степень окисления увеличивается?

3. В каком случае происходит процесс восстановления:
а) в результате реакции электронная конфигурация атомов не изменяется;
б) степень окисления атомов повышается; в) степень окисления атомов понижается;
г) атомы отдают свои валентные электроны?

4. Какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях проявляют ионы малоактивных металов с максимально высоким положительным зарядом: а) только окислительные; б) только восстановительные; в) окислительно-восстановительную двойственность;г) высокую устойчивость по отношению к восстановителям?

5. Какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях проявляют атомы элементов в высших степенях окисления: а) окислительно-восстановительную двойственность; б) только восстановительные; в) только окислительные; г) высокую устойчивость по отношению к окисли телям?

6. Какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях проявляют атомы элементов в промежуточных степенях окисления:
а) только окислительные; б) только восстановительные;
в) нейтральное отношение к окислителям и восстановителям;
г) окислительно-восстановительную двойственность?

7. Определите процесс восстановления и укажите количество присоединенных электронов:
а) $N^{-3} \to N^{+}$; б) $Cl^{-} \to Cl^{+}$; в) $S^{+6} \to S^{+4}$; г) $2H^{+} \to H_2^{\,0}$; д) $S^{0} \to S^{-2}$; е) $S^{-2} \to S^{+6}$.

8. Определите процесс окисления и укажите количество электронов, которое отдает атом восстановителя:
а) $Fe^{0} \to Fe^{+3}$; б) $2O^{-2} \to O_2^{\,0}$; в) $Al^{+3} \to Al^{0}$; г) $N^{+5} \to N^{-3}$; д) $S^{+4} \to S^{0}$; е) $Cl^{+3} \to Cl^{+7}$.

9. Какие процессы – окисления или восстановления – происходят в данных схемах? Вычислите количество электронов, которые присоединяет или отдает атом:
а) $S^{0} \to H_2S$; б) $SO_3^{\,-2} \to SO_4^{\,-2}$; в) $NO \to NO_2$; г) $NH_3 \to N_2^{\,0}$; д) $Fe^{0} \to Fe^{2+}$;
е) $Fe^{+2} \to Fe^{+3}$; ё) $Cl_2^{\,0} \to ClO_3^{\,-}$; ж) $Cl_2^{\,0} \to Cl^{-}$; з) $O_2^{\,0} \to O^{-2}$; и) $Mg^{+2} \to Mg^{0}$;
й) $MnO_4^{\,-} \to MnO_2$; к) $Mn^{0} \to Mn^{+2}$; л) $MnO_4^{\,-} \to Mn^{+2}$; м) $MnO_4^{\,-} \to MnO_4^{\,-2}$;
н) $CrO_4^{\,2-} \to Cr^{+3}$; о) $Cr^{+3} \to Cr^{+2}$.

10. Определите окислители и восстановители среди данных соединений:
а) Cr, Cr_2O_3, $K_2Cr_2O_7$; б) N_2, NH_3, HNO_3; в) PH_3, HPO_3, Na_3PO_4; г) Fe, FeO, Fe_2O_3;
д) NH_4OH, N_2O_5, $NaNO_3$; е) Pb, PbO, PbO_4.

11. Какие из данных ионов могут быть восстановителями? Почему?
Cu^{2+}, Cr^{2+}, Cu^{+}, Al^{3+}, $VO_3^{\,-}$, Fe^{2+}, I^{-}, Fe^{3+}, $IO_4^{\,-}$, F^{-}?

12. В каком превращении осуществляется процесс окисления:
а) $NO_3^{-} \to NO_2$; б) $MnO_4^{-} \to MnO_4^{2-}$; в) $NH_3 \to NO$; г) $Fe(OH)_3 \to FeCl_3$?

13. В каком превращении осуществляется процесс восстановления:
а) $SO_3^{2-} \to SO_4^{2-}$; б) $Fe(OH)_2 \to Fe_2(SO_4)_3$; в) $2S_2O3^{2-} \to S_4O_6^{2-}$; г) $Cr_2O_7^{2-} \to 2Cr^{3+}$?

14. Среди приведенных веществ укажите те, которые в окислительно-восстановительных реакциях могут быть только восстановителями:
а) KNO_2; б) NH_3; в) Cl_2; г) H_2O_2.

15. Атомы какого элемента восстанавливаются в результате реакции, протекающей по схеме: $(NH_4)_2Cr_2O_7 \to N_2 + Cr_2O_3 + H_2O$:
а) N; б) H; в) Cr; г) O?

16. В каком превращении осуществляется процесс восстановления:
а) $P^{0} \to PH_3$; б) $H_3PO_4 \to Ca_3(PO_4)_2$; в) $H_3PO_2 \to H_3PO_3$; г) $PH_3 \to PO_4^{3-}$?

17. В каком превращении осуществляется процесс восстановления: а) $MnO_4^{2-} \rightarrow MnO_4^{-}$; б) $MnO_2 \rightarrow MnO_3^{2-}$; в) $MnO_4^{2-} \rightarrow MnO_2$; г) $Mn \rightarrow Mn^{2+}$?

18. Какая схема отражает процесс, проходящих без изменения степеней окисления у атомов всех элементов:
а) $Cu(HSO_4)_2 \rightarrow SO_4^{2-}$; б) $S_2O_3^{2-} \rightarrow SO_3^{2-}$; в) $[CuCl_4]^- \rightarrow CuCl_2$; г) $S^{2-} \rightarrow SO_3$?

19. В каком превращении осуществляется процесс окисления:
а) $HCOOH \rightarrow CO_2$; б) $Na_2CO_3 \rightarrow HCO_3^-$; в) $CO \rightarrow CH_4$; г) $H_2C_2O_4 \rightarrow HCOO^-$?

20. В каком превращении осуществляется процесс восстановления:
а) $BrO_3^- \rightarrow Br^-$; б) $SO_2 \rightarrow SO_3$; в) $HS^- \rightarrow SO_4^{2-}$; г) $H_2S \rightarrow SO_2$?

21. В каждой паре приведенных реакций определите, окислителем или восстановителем является выделенное шрифтом вещество, которое повторяется в обеих реакціях:

1) $\mathbf{K_2MnO_4} + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + KCl$,
$\mathbf{K_2MnO_4} + KI + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$;

2) $\mathbf{KNO_2} + KI + H_2SO_4 \rightarrow NO + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$,
$KMnO_4 + \mathbf{KNO_2} + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + KNO_3 + H_2O$;

3) $HIO_3 + \mathbf{H_2O_2} \rightarrow I_2 + O_2 + H_2O$,
$CrCl_3 + \mathbf{H_2O_2} + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$;

4) $PbO_2 + \mathbf{NaNO_2} + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + NaNO_3 + H_2O$,
$H_2S + \mathbf{NaNO_2} \rightarrow NO + S + NaOH$;

5) $KMnO_4 + \mathbf{H_2O_2} + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + O_2 + H_2O$,
$AsH_3 + \mathbf{H_2O_2} + \rightarrow H_3AsO_4 + H_2O$;

6) $\mathbf{FeSO_4} + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$,
$\mathbf{FeSO_4} + Zn \rightarrow ZnSO_4 + Fe$;

7) $\mathbf{As_2O_3} + I_2 + KOH \rightarrow KI + K_3AsO_4 + H_2O$,
$\mathbf{As_2O_3} + Mg + HCl \rightarrow As + MgCl_2 + H_2O$;

8) $\mathbf{SO_2} + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + NO$,
$\mathbf{SO_2} + H_2S \rightarrow S + H_2O$;

9) $\mathbf{Cr_2(SO_4)_3} + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + K_2SO_4 + H_2O$,
$\mathbf{Cr_2(SO_4)_3} + HI \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$;

10) $Ca_3(PO_4)_2 + \mathbf{C} + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 + CO + P$,
$\mathbf{C} + Al \rightarrow Al_4C_3$.

5.4 Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций и расстановка коэффициентов в них имеет определенный алгоритм, который рассмотрим на примере взаимодействия алюминия с серой.

1. Записываем схему реакции:

$$Al + S \rightarrow Al_2S_3.$$

2. Определяем степени окисления элементов до и после реакции:

$$Al^0 + S^0 \rightarrow Al_2^{+3}S_3^{-2}.$$

3. Составляем соответствующие ***полуреакции***, то есть электронные уравнения процессов окисления и восстановления. Алюминий изменяет степень окисления от 0 до +3. Степень окисления повышается. Алюминий отдает три электрона. Это процесс окисления. Алюминий – восстановитель. У серы степень окисления понижается от 0 до –2. Сера присоединяет два электрона. Это процесс восстановления. Сера – окислитель.

Восстановитель	$Al^0 - 3\bar{e} \rightarrow Al^{+3}$	процесс окисления
Окислитель	$S^0 + 2\bar{e} \rightarrow S^{-2}$	процесс восстановления

Запомните!

Общее количество электронов, которые отдает восстановитель, равно общему количеству электронов, которое присоединяет окислитель.

4. Подбираем множители, на которые необходимо умножить каждый член обеих полуреакций, чтобы количество электронов, которые отдает восстановитель, равнялось количеству электронов, которое присоединяет окислитель. Записываем множители за длинной вертикальной черточкой справа от уравнений электронных полуреакций. С учетом множителей последовательно складываем левые и правые части полуреакций и записываем под длинной горизонтальной линией. Сокращаем подобные члены (в рассмотренном примере сокращаются члены «$+6\bar{e}$» и «$-6\bar{e}$»):

$$\begin{array}{l|l} Al^0 - 3\bar{e} \rightarrow Al^{+3} & 2 \\ S^0 + 2\bar{e} \rightarrow S^{-2} & 3 \end{array}$$

$$\overline{2Al^0 - 6\bar{e} + 3S^0 + 6\bar{e} \rightarrow 2Al^{+3} + 3S^{-2}}$$

$$2Al^0 + 3S^0 \rightarrow 2Al^{+3} + 3S^{-2}.$$

5. Переносим коэффициенты в уравнение реакции:

$$2Al + 3S = Al_2S_3.$$

Пример 5.6. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме

$$HClO_2 + HCl \rightarrow Cl_2 + H_2O.$$

Решение. Определяем степени окисления всех атомов в соединениях:

$$H^{+1}Cl^{+3}O^{-2}{}_2 + H^{+1}Cl^{-1} \rightarrow Cl^0{}_2 + H^{+1}{}_2O^{-2}.$$

Видно, что степени окисления изменились только у атомов элемента хлора, входящих в состав разных веществ: хлористой кислоты $HClO_2$ (Cl^{+3}) и гипохлоритной кислоты HCl (Cl^{-1}). Однако в результате реакции Cl^{+3} и Cl^{-1} образовали один продукт – простое вещество $Cl^0{}_2$. Составляем электронные полуреакции:

Восстановитель	$Cl^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow Cl^0{}_2$	3	окисление
Окислитель	$Cl^{+3} + 6\bar{e} \rightarrow Cl^0{}_2$	1	восстановление

Полученные таким путем коэффициенты переносим в уравнение реакциии (при этом коэффициент *1* не ставится), а остальные коэффициенты (перед формулой H_2O) находим методом подбора, анализируя количества атомов H и O до и после реакции:

$$HClO_2 + 3HCl \rightarrow 2Cl_2 + 2\ H_2O.$$

Ключевые слова и термины

Русский	**Украинский**	**Английский**	**Французский**	**Арабский**
коэффициент	коефіцієнт	coefficient	coefficient	معامل
определять	визначати	identify	identifier	يكشف , يعرف
подбирать	підбирати	select	selectionner	اختار , مطابقة
промежуточный	проміжний	intermediate	Intermediaire	متوسط
схема	схема	pattern	shéma	مخطط

Задания для самостоятельной работы

1. Подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций. Определите процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель:

1) $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$;

2) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + S + H_2O$;

3) $KMnO_4 + HI \rightarrow MnI_2 + I_2 + KOH$;

4) $KMnO_4 + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + KNO_3 + K_2SO_4 + H_2O$;

5) $KMnO_4 + KNO_2 + H_2O \rightarrow MnO_2 + KNO_3 + KOH$;

6) $KMnO_4 + KNO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KNO_3 + H_2O$;

7) $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$;

8) $H_2S + HNO_3 \rightarrow S + NO_2 + H_2O$;

9) $Cr(OH)_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$;

10) $K_2Cr_2O_7 + K_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$;

11) $KMnO_4 + KNO_2 + NaOH \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2MnO_4 + KNO_3 + H_2O$;

12) $PbO_2 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + NaNO_3 + H_2O$;

13) $Cr_2(SO_4)_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + K_2SO_4 + H_2O$;

14) $K_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$;

15) $FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$;

16) $FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$;

17) $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + O_2 + H_2O$;

18) $FeSO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$;

19) $CrCl_3 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$;

20) $KIO_3 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O$;

21) $KCrO_2 + KOH + H_2O_2 \rightarrow K_2CrO_4 + H_2O$;

22) $HIO_3 + H_2O_2 \rightarrow I_2 + O_2 + H_2O$;

23) $KMnO_4 + H_3AsO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + H_3AsO_4 + K_2SO_4 + H_2O$;

24) $KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO_2 + K_2SO_4 + KOH$;

25) $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + Cl_2 + KCl + H_2O$;

26) $Na_3[Cr(OH)_6] + Cl_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$;

27) $Co(OH)_3 + HCl \rightarrow CoCl_2 + Cl_2 + H_2O$;

28) $K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow KMnO_4 + MnO_4 + KOH$;

29) $KClO_3 + SO_2 + H_2O \rightarrow KCl + H_2SO_4$;

30) $FeCl_3 + AsH_3 + H_2O \rightarrow FeCl_2 + H_3AsO_3 + HCl$.

5.5 Типы окислительно-восстановительных реакций

Окислительно-восстановительные реакции делятся на три типа.

I. Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции, в которых ***атомы*** элемента – **окислителя** и атомы элемента – **восстановителя** входят в состав ***разных*** исходных ***веществ***. Например, реакция окисления аммиака кислородом, в которой восстановитель (N^{-3}) входит в состав одного исходного соединения (аммиака NH_3), а окислитель (O^0) – в состав другого (кислорода O_2):

$$4N^{-3}H_3 + 5O_2^0 \rightarrow 4N^{+2}O^{-2} + 6H_2O^{-2},$$

восстановитель	$N^{-3} - 5\bar{e} \rightarrow N^{+2}$	4	окисление,
окислитель	$O_2^0 + 4\bar{e} \rightarrow 2O^{-2}$	5	восстановление.

К этому типу принадлежат также реакции ***межмолекулярной конмутации*** – между ***разными*** **исходными веществами**, которые **содержат атомы** ***одного*** **элемента** в ***разных*** **степенях окисления**. Например, реакция между хлоратом калия ($KClO_3$), в состав которого входят атомы элемента-окислителя (Cl^{+5}), и хлоридом калия (KCl), который содержит атомы элемента-восстановителя (Cl^{-1}):

$$KCl^{+5}O_3 + 5KCl^{-1} + 3H_2SO_4 \rightarrow 3Cl_2^0 + 3K_2SO_4 + 3H_2O,$$

восстановитель	$Cl^{-1} - 2ē \rightarrow Cl^0_2$	5	окисление,
окислитель	$Cl^{+5} + 10ē \rightarrow Cl^0_2$	1	восстановление.

II. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции, при которых атомы ***элемента-окислителя*** и атомы ***элемента-восстановителя*** входят в **состав *одного соединения***. Например, реакция разложения нитрата меди $Cu(NO_3)_2$, при которой атомы элемента-окислителя (N^{+5}) и атомы элемента-восстановителя (O^{-2}) входят в состав одного вещества $Cu(NO_3)_2$:

$$2Cu(N^{+5}O_3^{-2}) \rightarrow 2CuO + 4N^{+4}O_2 + O_2^0,$$

восстановитель	$2O^{-2} - 4ē \rightarrow O_2^0$	1	окисление,
окислитель	$N^{+5} + 1ē \rightarrow N^{+4}$	4	восстановление.

К этому типу принадлежат и реакции ***внутримолекулярной конмутации*** – разложения веществ, которые содержат ***атомы одного элемента в разных степенях*** **окисления.** Например, реакция разложения нитрата аммония, в которой атомы одного элемента – азота – входят в состав одного соединения, но проявляют разные степени окисления (восстановитель N^{-3} и окислитель N^{+5}):

$$N^{-3}H_4N^{+5}O_3 \rightarrow N_2^{+1}O + 2H_2O,$$

восстановитель	$N^{-3} - 4ē \rightarrow N^{+1}$	1	окисление,
окислитель	$N^{+5} + 4ē \rightarrow N^{+1}$	1	восстановление.

III. Диспропорционирование – окислительно-восстановительные реакции, при которых ***окислителем*** и ***восстановителем*** являются **атомы *одного элемента***, входящие *в состав одного соединения и проявляющие одну степень окисления*. Например, реакция разложения сульфита натрия Na_2SO_3. В одном веществе (Na_2SO_3) атомы одного элемента – серы (+4) – одновременно являются окислителем и восстановителем, то есть часть атомов S^{+4} восстанавливается, а другая часть атомов S^{+4} окисляется:

$$4\,Na_2S^{+4}O_3 \rightarrow Na_2S^{-2} + 3Na_2S^{+6}O_4,$$

восстановитель	$S^{+4} - 2ē \rightarrow S^{+6}$	3	окисление,
окислитель	$S^{+4} + 6ē \rightarrow S^{-2}$	1	восстановление.

Пример VI.12. Исходя из степеней окисления атомов элементов в предложенных схемах, определите, к какому типу окислительно-восстановительных реакций относится каждая из них:
а) $K_3[Cr(OH)_6] + K_2O_2 \rightarrow K_2CrO_4 + KOH + H_2O$; б) $NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + H_2O$; в) $Au(NO_3)_3 \rightarrow Au + NO_2 + O_2$;
г) $H_2S + SO_2 \rightarrow S + H_2O$; д) $H_3PO_3 \rightarrow PH_3 + H_3PO_4$.

Решение. Для установления типа окислительно-восстановительной реакции необходимо определить степени окисления элементов и проанализировать, в состав каких веществ входят атомы с изменяющимися степенями окисления. Указываем степени окисления только для элементов-восстановителей и элементов-окислителей.

а) элемент-окислитель (O^{-1}) и элемент-восстановитель (Cr^{+3}) входят в состав молекул разных веществ – K_2O_2 и $K_3[Cr(OH)_6]$, поэтому тип реакции – *межмолекулярная ОВР*:

$$2K_3[Cr^{+3}(OH)_6] + 3K_2O_2^{-1} \rightarrow 2K_2Cr^{+6}O_4 + 8KOH + 6H_2O^{-2}$$

восстановитель	$Cr^{+3} - 3ē \rightarrow Cr^{+6}$	2	окисление,
окислитель	$2O^{-1} + 2ē \rightarrow 2O^{-2}$	3	восстановление;

б) элемент-окислитель (N^{+5}) и элемент-восстановитель (N^{-3}) имеют разные степени окисления, но входят в состав одного вещества (NH_4NO_3), следовательно, данная реакция протекает по *типу внутримолекулярной конмутации:*

$$N^{-3}H_4N^{+5}O_3 \rightarrow N_2^{+1}O + 2H_2O$$

восстановитель	$N^{-3} - 3ē \rightarrow N^0$	1	окисление,
окислитель	$N^{+3} + 3ē \rightarrow N^0$	1	восстановление;

в) элементы-окислители (Au^{+3} и N^{+5}) и элемент-восстановитель (O^{-2}) входят в состав одного вещества ($Au(NO_3)_3$), но являются атомами разных элементов, значит, тип реакции – *внутримолекулярная ОВР*:

$$2Au^{+3}(N^{+5}O_3^{-2})_3 \rightarrow 2Au^0 + 6N^{+4}O_2^{-2} + 3O_2^0$$

восстановитель $2O^{-2} - 4\bar{e} \rightarrow O_2^0$ | 3 окисление,
окислитель $Au^{+3} + 3\bar{e} \rightarrow Au^0$ }
окислитель $3N^{+5} + 3\bar{e} \rightarrow 3N^{+4}$ | 2 восстановление;

г) атомы окислителя (S^{+4}) и атомы восстановителя (S^{-2}) входят в состав разных веществ, но относятся к одному элементу – сере, поэтому данная реакция проходит по типу *межмолекулярной конмутации*:

$$2H_2S^{-2} + S^{+4}O_2 \rightarrow 3S^0 + 2H_2O$$

восстановитель $S^{-2} - 2\bar{e} \rightarrow S^0$ | 2 окисление,
окислитель $S^{+4} + 4\bar{e} \rightarrow S^0$ | 1 восстановление;

д) атомы окислителя (P^{+3}) и атомы восстановителя (P^{+3}) не только входят в состав одного вещества (H_3PO_3) и являются атомами одного элемента – фосфора и проявляют одинаковую степень окисления (+3), поэтому тип этой ОВР – *диспропорционирование*:

$$4H_3P^{+3}O_3 \rightarrow P^{-3}H_3 + 3H_3P^{+5}O_4$$

восстановитель $P^{+3} - 2\bar{e} \rightarrow P^{+5}$ | 3 окисление,
окислитель $P^{+3} + 6\bar{e} \rightarrow P^{-3}$ | 1 восстановление.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
внутри-молекулярные	внутрішньо-молекулярні	intramolecular	Intra moleculaire	الداخل الجزيئي , امل ضمن جزيئي
диспропорцио-нирование	диспро-порціонування	disproportionation	disproportionale	عدم التناسب في التخطيط
межмолекулярные	міжмолекулярні	intermolecular	intermoleculaire	بين الجزيئات

Контрольные вопросы

1. Какие окислительно-восстановительные реакции называются межмолекулярными?
2. Какие окислительно-восстановительные реакции называются внутримолекулярными?
3. Какие окислительно-восстановительные реакции называются реакциями диспропорционирования?

Задания для самостоятельной работы

1. К какому типу ОВР относятся реакции, при которых степени окисления изменяются у атомов только одного элемента, входящих в состав одного вещества и проявляющих одну и ту же степень окисления:
   а) диспропорционирования; б) внутримолекулярные; в) межмолекулярные; г) конмутации?
2. К какому типу ОВР относятся реакции, при которых степени окисления изменяются у атомов разных элементов, входящих в состав одного вещества:
   а) диспропорционирования; б) внутримолекулярные; в) межмолекулярные; г) дисмутации?
3. Чем можно объяснить способность H_2O_2 и других пероксидов проявлять окислительно-восстановительную двойственность и диспропорционировать:
   а) этим соединениям присуще высокое химическое сродство; б) атомы кислорода находятся в промежуточной степени окисления; в) атомы водорода проявляют степень окисления +1; г) эти соединения характеризуются неустойчивостью и быстро разлагаются?
4. Среди перечисленных веществ укажите то, которое может проявлять окислительно-восстановительную двойственность и диспропорционировать:
   а) $KMnO_4$; б) Na_2SO_4; в) Na_2S; г) Na_2SO_3.
5. К какому типу ОВР относится реакция, протекающая по схеме: $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$:
   а) диспропорционирования; б) внутримолекулярные; в) межмолекулярные; г) дисмутации?

6. К какому типу ОВР относится реакция, протекающая по схеме: $H_2MnO_4 \rightarrow HMnO_4 + MnO_2 + H_2O$:
   а) диспропорционирования; б) внутримолекулярные; в) межмолекулярные; г) конмутации.
7. К какому типу ОВР относится реакция, протекающая по схеме: $NaH + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$:
   а) диспропорционирования; б) внутримолекулярные; в) межмолекулярные; г) конмутации.
8. К какому типу ОВР относится реакция, протекающая по схеме: $Ba(NO_3)_2 \rightarrow Ba(NO_3)_2 + O_2$:
   а) диспропорционирования; в) внутримолекулярные; в) межмолекулярные; г) разложения.
9. К какому типу ОВР относится реакция, протекающая по схеме: $AgNO_3 \rightarrow Ag + NO_2 + O_2$:
   а) межмолекулярные; б) конмутации; в) диспропорционирования; г) внутримолекулярные.
10. Какая реакция протекает по типу диспропорционирования:
    а) $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$; б) $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$;
    в) $3K_2MnO_4 + 2H_2O \rightarrow 2KMnO_4 + MnO_2 + 4KOH$;
    г) $2FeSO_4 + 2H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 + 2H_2O$?
11. Укажите внутримолекулярную окислительно-восстановительную реакцію:
    а) $4HMnO_4 \rightarrow 4MnO_2 + 3O_2 + 2H_2O$; б) $3H_2MnO_4 \rightarrow 2HMnO_4 + MnO_2 + 2H_2O$;
    в) $K_2Cr_2O_7 + 2KOH \rightarrow K_2CrO_4 + H_2O$; г) $2Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow Na_2S_4O_6 + 2NaI$.
12. Среди окислительно-восстановительных реакций выберите реакцию межмолекулярной конмутации:
    а) $4Cl_2 + 3Ca(OH)_2 \rightarrow 3CaCl_2 + Ca(ClO_2)_2 + 4H_2O$; б) $NaH + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$;
    в) $3K_2MnO_4 + 2H_2O \rightarrow 2KMnO_4 + MnO_2 + 4KOH$; г) $2TiCl_3 + H_2O \rightarrow TiOCl_2 + TiCl_2 + 2HCl$.
13. Укажите уравнение межмолекулярной окислительно-восстановительной реакции:
    а) $Ca_3(PO_4)_2 + C + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 + CO + P$; б) $K_2SO_3 \rightarrow K_2S + K_2SO_4$;
    в) $H_2O_2 + PbS \rightarrow PbSO_4 + H_2O$; г) $Ag_2CO_3 \rightarrow Ag + CO_2 + O_2$.
14. По степеням окисления элементов, которые входят в состав исходных веществ, определите типы окислительно-восстановительных реакций:
    1) $Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$;
    2) $Na_2SO_3 \rightarrow NaSO_4 + Na_2S$;
    3) $Au_2O_3 \rightarrow Au + O_2$;
    4) $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + NO_2 + O_2$;
    5) $KNO_3 \rightarrow KNO_2 + O_2$;
    6) $TiCl_3 + H_2O \rightarrow TiCl_2 + TiOCl_2 + HCl$;
    7) $KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_4 + O_2$;
    8) $NaOCl \rightarrow NaClO_3 + NaCl$;
    9) $Ag_2CO_3 \rightarrow Ag + CO_2 + O_2$;
    10) $Br_2 + H_2O \rightarrow HBr + HOBr$;
    11) $KClO_3 \rightarrow KCl + KClO_4$;
    12) $IrCl_6 + H_2O \rightarrow Ir(OH)_4 + HCl + Cl_2$;
    13) $HNO_2 \rightarrow HNO_3 + NO + H_2O$;
    14) $S + KOH \rightarrow K_2S + K_2SO_3 + H_2O$;
    15) $Na_2O_2 + H_2O \rightarrow NaOH + O_2$;
    16) $K_2Cr_2O_7 \rightarrow K_2CrO_4 + Cr_2O_3 + O_2$;
    17) $HClO_2 \rightarrow HCl + HClO_3$;
    18) $NO_2 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + NaNO_2 + H_2O$;
    19) $HgC_2O_4 \rightarrow Hg + CO_2$;
    20) $Au(NO_3)_3 \rightarrow Au + NO_2 + O_2$;
    21) $H_3PO_3 \rightarrow PH_3 + H_3PO_4$;
    22) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$;
    23) $K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow KMnO_4 + MnO_2 + KOH$;
    24) $Ni(OH)_3 \rightarrow Ni(OH)_2 + O_2 + H_2O$;
    25) $Na_2SeO_3 \rightarrow Na_2SeO_4 + Na_2Se$.

Раздел 6 ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

6.1 Общие понятия химической термодинамики

Каждую секунду происходит такое множество химических реакций, которое невозможно подсчитать – в природе и в живых организмах, на производстве и в быту. Очень важно знать о том, при каких условиях, в каком направлении (прямом или обратном) и как (до конца или только частично) может протекать та или иная реакция, каковы ее энергетические последствия. На этот вопрос отвечает химическая термодинамика.

> ***Химическая термодинамика** – это наука, которая **изучает энергетические эффекты** химических процессов, а также **направление и границы** их **самопроизвольного протекания**.*

Энергетические эффекты химических реакций могут быть тепловыми, фотоэлектрическими, радиохимическими, электрическими и т. д.

> ***Самопроизвольным** называется такая реакция, которая **не требует** расхода **энергии** и выполнения **работы**.*

Химическая термодинамика изучает термодинамический процесс и термодинамическую систему.

> ***Термодинамический процесс** – это любое изменение, при котором система переходит из одного состояния в другое.*
> ***Термодинамическая система** – это совокупность взаимодействующих веществ, которые отделены **от окружающей среды** фактической или воображаемой (условной) поверхностью раздела.*
> ***Фаза** – это однородная часть системы, которая отделена **от других частей системы** поверхностью раздела; при переходе через поверхность раздела свойства изменяются скачкообразно.*

Термодинамические системы (или просто системы) принято классифицировать по разным признакам.

1. По характеру взаимодействия с окружающей средой системы бывают:

- ***изолированные,*** которые **не обмениваются энергией** (теплом) и **массой** (веществом) **с окружающей средой**. Абсолютно закрытых систем в земных условиях не существует, но в грубом приближении в качестве изолированной системы можно привести обычный термос (рис. 6.1), если наблюдение ведется в течение очень короткого промежутка времени;
- ***закрытые,*** которые **обмениваются** с **окружающей средой** лишь **энергией** (рис. 6.2);

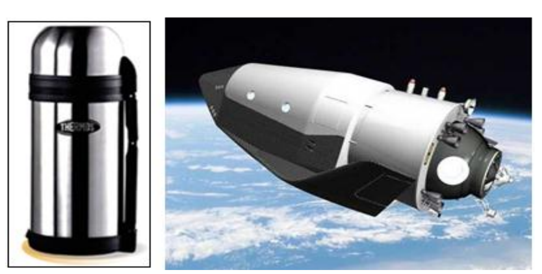


Рисунок 6.1 – Примеры изолированных систем





Рисунок 6.2 – Примеры закрытых систем

- ***открытые***, *или незамкнутые,* которые **обмениваются с окружающей средой и веществом, и энергией** (рис. 6.3).




Рисунок 6.3 – Примеры открытых систем

2. По фазовому составу различают такие системы:
- ***гомогенные***, **состоят из одной фазы** (рис. 6.4);
- ***гетерогенные***, **состоят из нескольких фаз**, которые отделены друг от друга поверхностью раздела, например, лед и жидкая вода, жидкость и ее пар, две несмешивающиеся жидкости: вода и керосин и т. п. (рис. 6.5). Фазовое состояние нельзя путать с агрегатным. Эти понятия совпадают только для газов, которые смешиваются полностью. В случае жидкого агрегатного состояния система может быть гомогенной (например, смесь водных растворов двух кислот находится в одной фазе) или геторогенной (например, вода и керосин – две фазы). То же самое касается и твердого агрегатного состояния. Например, если максимально плотно прижать друг к другу графит и алмаз – две аллотропные модификации углерода, они не станут одной фазой, поскольку имеют разные кристаллические структуры (и следовательно, отличаются по свойствам) и имеют поверхность раздела.

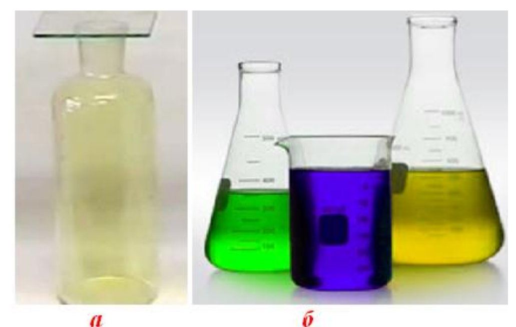


Рисунок 6.4 – Примеры гомогенных систем: а) смесь газов; б) водные растворы индивидуальных солей

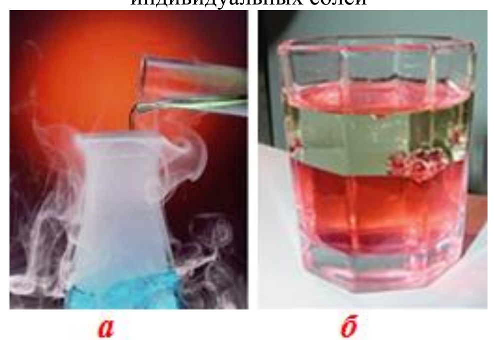


Рисунок 6.5 – Примеры гетерогенных систем: а) жидкость-газ; б) жидкость-жидкость

Состояние системы описывается с помощью специальных *термодинамических функций*: внутренней энергии **U**, энтропии **S**, энтальпии **H**, энергии Гиббса **G** и др. В результате термодинамического процесса происходит изменение термодинамических функций, которое обозначается греческой буквой **Δ** (дельта). Например: изменение внутренней энергии $\Delta U = U_2 - U_1$, где индексами 1 и 2 обозначены начальное и конечное состояния системы соответственно. Термодинамические функции имеют важную особенность:

> ***изменение термодинамических функций (Δ) не зависит от пути перехода системы из начального состояния в конечное, а зависит только от характера этих состояний.***

Рассмотрим простейший пример: таяние куска льда, при котором H_2O переходит из твердого агрегатного состояния в жидкое и изменяет свою внутренню энергию **U**. Величина этого изменения (**ΔU**) не зависит от того, каким способом произошло таяние (кусок льда могли просто оставить на воздухе в теплом помещении, опустить в кипящую воду, подержать в ладонях и т. д.). Изменение внутренней энергии **ΔU** зависит только от характера начального и конечного состояний (твердый лед и жидкая вода).

Контрольные вопросы

1. Что изучает химическая термодинамика?
2. Что называется термодинамической системой и термодинамическим процессом?

3. Какие процессы называются самопроизвольными?
4. Что называется фазой?
5. На какие типы подразделяются термодинамические системы: а) по своей природе; б) по фазовому состоянию?
6. С помощью каких функций описывается состояние системы? Что является главной отличительной особенностью этих функций?

Задания для самостоятельной работы

1. Каким термином обозначается совокупность веществ, условно или фактически отделенная от окружающей среды границей раздела:
а) фаза; б) система; в) ассоциат; г) реакционная среда?
2. Как называется термодинамическая система, которая состоит только из одной фазы:
а) гетерогенная; б) изолированная; в) гомогенная; г) закрытая?
3. Как называется термодинамическая система, которая обменивается с окружающей средой только энергией:
а) открытая; б) изолированная; в) равновесная; г) закрытая?
4. Какая термодинамическая система состоит из двух или более фаз:
а) гетерогенная; б) неравновесная; в) гомогенная; г) закрытая?
5. Как называются процессы, протекающие без затраты энергии извне и без выполнения работы над системой:
а) эндотермические; б) самопроизвольные;
в) экзотермические; г) адиабатические?
6. Укажите термодинамические функции:
а) внутренняя энергия; б) теплота; в) работа; г) энергия Гиббса.
7. Какая система может обмениваться массой с окружающей средой:
а) изолированная; б) открытая; в) закрытая; г) равновесная?
8. Вставьте пропущенное слово в определение: «Фаза – это гомогенная часть системы с одинаковыми свойствами во всех точках объема, отделенная от других частей системы поверхностью раздела, при переходе через которую свойства изменяются ...»:
а) постепенно; б) плавно; в) монотонно; г) скачкообразно.
9. Основным признаком термодинамических функций считается:
а) постепенное увеличение их значений при повышении температуры; б) их изменения не зависят от пути перехода системы из начального в конечное состояние; в) их значения зависят от агрегатного состояния вещества; г) их рассчитывают при T = const.
10. Выберите обозначения, показывающие изменение термодинамических функцій:
а) ΔQ; б) ΔH; в) ΔV; г) ΔU.

6.2 Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения

Важным разделом химической термодинамики является ***термохимия*** – наука, которая *изучает тепловые эффекты химических реакций*.

Для описания тепловых эффектов химических реакций используется термодинамическая функция – *энтальпия*.

> ***Энтальпия H*** *– это функция состояния, которая при постоянном давлении* ***характеризует внутреннюю энергию системы и ее способность выполнять работу****.*
>
> ***Изменение энтальпии системы (ΔH)*** *в результате химического взаимодействия между веществами называется* ***тепловым эффектом*** *химической реакции.*

Если в результате реакции энтальпия системы уменьшается (**H_2 < H_1, ΔH** < 0), то понятно, что теплота выделяется в окружающую среду, т. е. протекает *экзотермический процесс* (рис. 6.6 а, 6.7). И наоборот, увеличение энтальпии системы (**H_2 > H_1, ΔH** > 0) вследствие химической реакции свидетельствует о поглощении системой теплоты из окружающей среды и протекании *эндотермического процесса* (рис.6.6 б, 6.7).

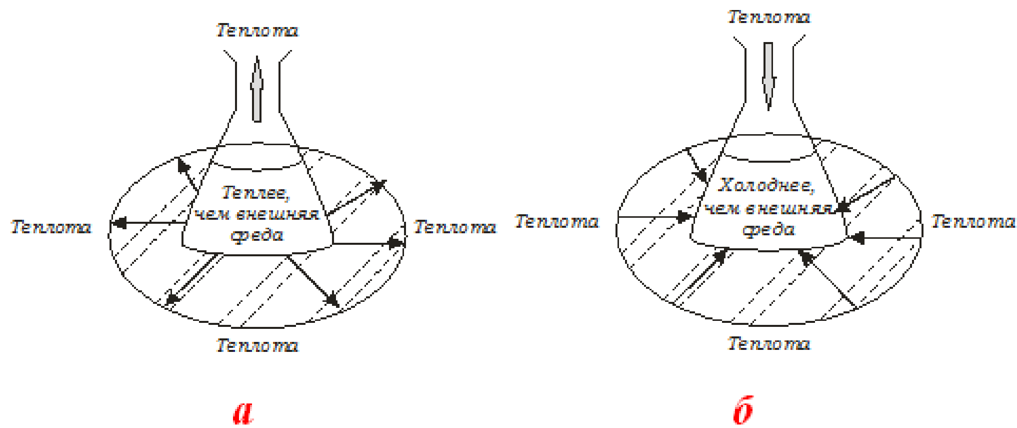


Рисунок 6.6 – Схема термохимических реакций: а) экзотермическая; б) эндотермическая

Энтальпия химической реакции **$ΔH_{х.р}$** и теплота реакции **Q** отличаются по физическому смыслу. Величина **Q** показывает *количество теплоты*, которое выделилось (+**Q**) в окружающую среду или поглотилось из нее (**–Q**) *при любых условиях* и при *любом количестве вещества*, а энтальпия **ΔH** относится к *1 моль вещества при постоянном давлении* (P = const). Другим отличием является знак («+» или «–») перед величинами **Q** и **ΔH**. Экзотермические реакции (+**Q**) сопровождаются выделением теплоты, значит, теплосодержание в системе уменьшается: $ΔH_{продуктов}$ < $ΔH_{реагентов}$, **ΔH** < **0**. А при эндотермических реакциях (**–Q**) за счет поглощения теплоты ($ΔH_{продуктов}$ > $ΔH_{реагентов}$) количество теплоты в системе возрастает: **ΔH** > **0** (рис. 6.2). Количество теплоты **Q** и энтальпия реакции **ΔH** имеют противоположные знаки и связаны зависимостью:

ΔH = – Q / ν или **Q = –ΔH·ν**,

где ν – количество вещества, моль.

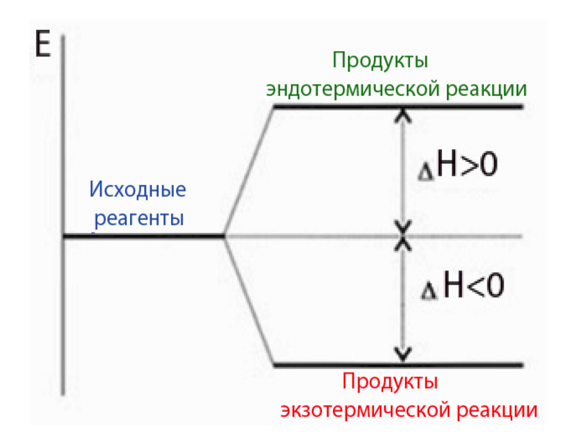


Рисунок 6.7 – Изменение энергии реакционной системы в результате протекания экзо- и эндотермической реакции

Тепловые эффекты зависят от условий протекания реакций, поэтому для проведения термохимических расчетов нужны термохимические величины, измеренные при одинаковых условиях. Поэтому были приняты ***стандартные условия*** (***T = 298 K*** (25^0C) **и** ***P = 101325 Па***) и ***стандартное состояние*** – устойчивое состояние вещества при стандартных условиях. Например, при T = 298 K (25^0C) и P = 101325 Па стандартным состоянием для H_2O является жидкая вода, для Al – твердый алюминий, для NH_3 – газообразный аммиак, хотя каждое из этих веществ можно перевести в другие агрегатные состояния.

Тепловой эффект реакции при стандартных условиях обозначают $ΔH_{298}$ и измеряют в [кДж/моль].

Для термохимических расчетов используют термохимические уравнения химических реакций.

> ***Термохимическим уравнением*** *называют* ***уравнение*** *химической* ***реакции****, в котором указаны ее* ***тепловой эффект*** *и* ***фазовые состояния веществ****.*

Фазовое состояние вещества может быть: твердым (т), жидким (ж), газообразным (г).
Например: $C_3H_6O_{(г)} + 4O_{2(г)} = 3CO_{2(г)} + 3H_2O_{(ж)}$ $ΔH = –1817,0$ *кДж/моль.*

Это термохимическое уравнение читается так: 1 моль газообразного ацетона (C_3H_6O) реагирует с 4 моль газообразного кислорода (O_2) и образуется 3 моль газообразного углекислого газа (CO_2), 3 моль жидкой воды (H_2O) и *выделяется* 1817,0 кДж теплоты.

С термохимическими уравнеными можно производить такие же математические действия, как и с алгебраическими уравнениями: складывать (вычитать) друг с другом вместе с их тепловыми эффектами, умножать или делить каждый член термохимического уравнения на одно и то же число.

Тепловые эффекты химических реакций определяют экспериментально или на основании расчетов. Рассмотрим примеры использования термохимических уравнений для расчетов.

Пример 6.1. Рассчитайте тепловой эффект реакции разложения NO, если известны тепловые эффекты двух реакций:

1) $4NO_{(г)} + 6H_2O_{(г)} \rightarrow 4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)}$, $\Delta H_1 = 902,06\ \frac{кДж}{моль}$,

2) $4NH_{3(г)} + 3O_{2(г)} \rightarrow 2N_{2(г)} + 6H_2O_{(г)}$, $\Delta H_2 = -1267,10\ \frac{кДж}{моль}$.

Решение. Сложим уравнения (*1*) и (*2*) – отдельно левые и правые части:

$$4NO_{(г)} + 6H_2O_{(г)} + 4NH_{3(г)} + 3O_{2(г)} \rightarrow 4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)} + 2N_{2(г)} + 6H_2O_{(г)}.$$

После сокращения остается

$4NO_{(г)} \rightarrow 2N_{2(г)} + 2O_{2(г)}$ ΔH .- ?

Тепловой эффект этой реакции равен

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = 902,06 + (-1267,10) = -365,04\ кДж/моль.$$

Пример 6.2. Определите количество теплоты, которая поглощается при образовании 11,2 л NO при стандартных условиях, если тепловой эффект реакции $\Delta H^0_{х.р.}$= +180,8кДж.

Решение. Составим термохимическое уравние реакции

$N_{2(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2NO_{(г)}$, $\Delta H^0_{х.р.}$= +180,8 кДж.

Рассчитаем количество вещества NO:

$\nu(NO) = V/V_M$ = 11,2 л / 22,4 л/моль = 0,5 моль.

Воспользуемся уравнением $Q = -\Delta H\cdot\nu$:

$Q = -\Delta H\cdot\nu$ = –180,0 кДж/моль·0,5 моль = –45,2 кДж.

Пример 6.3. Составьте термохимическое уравнение реакции горения этанола, если извстно, что при сжигании 4,6г C_2H_5OH выделяется 136,7 кДж теплоты.

Решение. Для составления термохимического уравнения следует рассчитать тепловой эффект реакции в расчете на сгорание 1 моль C_2H_5OH.

Найдем количество вещества этанола

$\nu(C_2H_5OH) = m/M$ =4,6 / 46 = 0,1 моль.

Согласно условию задачи Q =136,7 кДж, тогда тепловой эффект реакции

$\Delta H = -Q / \nu$ = –137 / 0,1 = –1370 кДж/моль.

Термохимическое уравние реакции

$C_2H_5OH_{(ж)} + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 3H_2O_{(ж)}$; $\Delta H^0_{х.р}$= – 1370 кДж.

Пример 6.4. Используя термохимическое уравнение $C_{(т)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$, $\Delta H_{298} = -394$ кДж, рассчитайте массу углерода и объем кислорода, если во время реакции выделилось 788 кДж теплоты.

Решение. Для решения этой задачи воспользуемся методом пропорций и определим количество вещества кислорода:

1 моль O_2 - 394 кДж

x моль O_2 - 788 кДж $\Rightarrow$ $x = \frac{1\ моль\ \cdot\ 788\ кДж}{394\ кДж} = 2\ моль$.

Тогда объем кислорода равен:

$$V(O_2) = \nu(O_2)\cdot V_m = 2\ моль\cdot 0,0224\ м^3/моль = 0,0448\ м^3.$$

Из термохимического уравнения

$C_{(т)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$, $\Delta H_{298} = -394$ кДж

видно, что $\nu(C) = \nu(O_2)$. Найдем массу углерода:

$$m(C) = \nu(C)\cdot M(C) = 2\ моль\cdot 0,012\ кг/моль = 0,024\ кг.$$

Пример 6.5. Используя термохимическое уравнение $C_{(т)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$, $\Delta H_{298} = -394$ кДж, рассчитайте количество теплоты, которое выделится во время сгорания кислорода объемом 11,2 л.
Решение. Эта задача противоположна предыдущей. Рассчитаем количество вещества кислорода:

$$\nu(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m(O_2)} = \frac{0{,}0112\ м^3}{0{,}0224\ м^3/моль} = 0{,}5\ моль.$$

И снова воспользуемся методом пропорций:

$$\begin{array}{l} 1\ моль\ O_2\ -\ 394\ кДж \\ 0{,}5\ моль\ O_2\ -\ x\ кДж \end{array} \Rightarrow x = \frac{394\ кДж \cdot 0{,}5\ моль}{1\ моль} = 192\ кДж.$$

Значит, при сгорании кислорода объемом 0,0112 $м^3$ выделяется 192 кДж теплоты.

Ключевые слова и термины

Русский	***Украинский***	***Английский***	***Французский***	***Арабский***
нормальные условия	нормальні умови	normale condition	congitions normals	ظروف طبيعية
однородный	однорідний	homogeneous	homogène	وحيد الجنس
поверхность раздела	поверхня поділу	interface	interface	السطح العلوي
самопроизвольный	самочинний	spontaneous	spontané	تلقائي
скачкообразно	стрибкоподібно	by leaps and bounds	sauter	الانتقال السريع
следствие	наслідок	consequence	consequence	نتيجة
сопровождает	супроводжується	accompagner	accompagne	مصحوبة
стандартные условия	стандартні умови	standard condition	congitions standarts	ظروف معيارية (قياسية)
термохимическое уравнение	термохімічне рівняння	thermochemical equation	thermochemical equation	المعادلة الحرارية
термохимия	термохімія	thermochemistry	thermochimie	الكيمياء الحرارية
энтальпия	ентальпія	enthalpy	enthalphie	اسر , صيغة هيبس الحرارية

Контрольные вопросы

1. Что изучает химическая термодинамика?
2. Что изучает термохимия?
3. Какие реакции называют: а) экзотермическими; б) эндотермическими?
4. Как связаны между собою количество теплоты **Q** и энтальпия реакции **ΔH**?
5. Что такое термохимическое уравнение?

Задания для самостоятельной работы

1. Укажите сведения, которые необходимо приводить в термохимических уравнениях реакции:
а) температура реакции; б) величина теплового эффекта;
в) фазовое состояние веществ; г) энтальпии образования веществ.

2. Исходя их термохимического уравнения $Fe_{(т)} + S_{(т)} \rightarrow FeS_{(т)}$; $\mathbf{\Delta H^0_{298}} = -100{,}3$ кДж, определите количество теплоты, которое выделится или поглотится, если в реакцию вступит 0,5 моль железа:
а) выделится 100,3 кДж; б) поглотится 100,3 кДж;
в) поглотится 50,15 кДж; г) выделится 50,15 кДж.

3. Энтальпия образования аммиака $\mathbf{\Delta H^0_{f,NH_3}} = -46{,}2$ кДж/моль. Сколько теплоты выделится (или поглотится) при разложении 2 моль NH_3:
а) выделится 46,2 кДж; б) поглотится 46,2 кДж;
в) поглотится 92,4 кДж; г) выделится 92,4 кДж?

4. Используя термохимическое уравнение $C_3H_6O_{(г)} + 4O_{2(г)} = 3CO_{2(г)} + 2H_2O_{(р)}$, $\Delta H = -1817,0$ кДж, рассчитайте: а) количество теплоты, которое выделится при получении CO_2 объемом 44,8 м^3; б) объем кислорода, который вступил в химическую реакцию (н. у.), если выделилось 3000 кДж теплоты.
5. По термохимическому уравнению $4CO_{(г)} + 2SO_{2(г)} = S_{2(г)} + 4CO_{2(г)}$, $\Delta H_{298} = -409,75$ кДж рассчитайте: а) количество теплоты, которое выделится при получении CO объемом 1 л (н. у.); б) количество теплоты, которое выделится, если в реакцию вступило 10 кг SO_2; в) объем CO_2, если выделилось 204,4 кДж теплоты.
6. По термохимическому уравнению $4NH_{3(г)} + 3O_{2(г)} = 2N_{2(г)} + 6H_2O_{(г)}$, $\Delta H = -1267,1$ кДж, рассчитайте: а) объем кислорода, который вступает в реакцию (н. у.), если выделилось 12,67 кДж теплоты; б) массу N_2, которая образуется, если выделилось 253,42 кДж теплоты; в) количество теплоты, которое выделится при окислении NH_3 объемом 20 л.

6.3 Закон Гесса

Тепловые эффекты химических реакций рассчитывают по ***закону Гесса***:

тепловой эффект *химической реакции* ***зависит*** *только* ***от природы и состояния исходных веществ и продуктов реакции, но не зависит от ее пути.***

Если представить (рис. 6.8), что от реагентов A_1, A_2…(состояние I) можно несколькими путями перейти к продуктам реакции B_1, B_2… (состояние II) через разные промежуточные стадии, каждая из которых имеет собственный тепловой эффект ΔH_1, ΔH_2, ... ΔH_i, то в соответствии с законом Гесса тепловой эффект ΔH_1 прямого перехода из начального состояния (A_1, A_2…) в конечное (B_1, B_2...) связан с тепловыми эффектами других переходов равенством

$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 = + \Delta H_6 + \Delta H_7$.

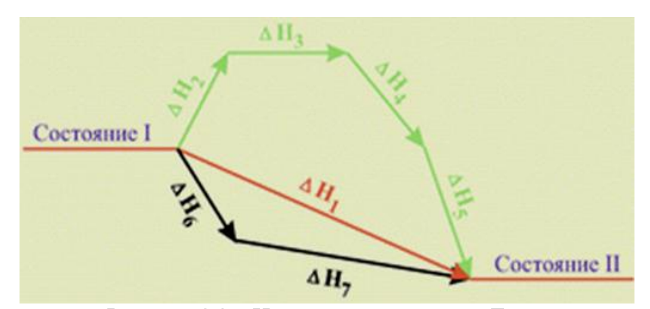


Рисунок 6.8 – Иллюстрация к закону Гесса

Закон Гесса используют для вычисления тепловых эффектов реакций, которые невозможно определить экспериментально.

Например, перейти от графита (С) и O_2 к оксиду углерода (IV) CO_2 можно двумя способами (рис. 6.9): через промежуточную стадию образования СО с последующим его доокислением согласно термохимическим уравнениям

$$C_{(графит)} + ½ O_{2(г)} = CO_{(г)},\ \Delta H_1,$$

$$CO_{(г)} + ½ O_{2(г)} = CO_{2(г)},\ \Delta H_2 = -283,1 кДж,$$

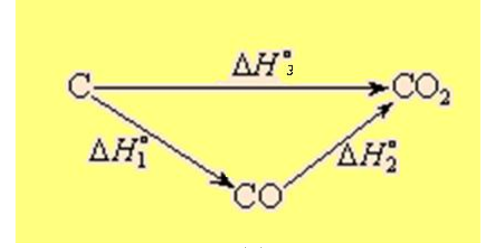


Рисунок 6.9 – Тепловые эффекты реакций получения CO_2 двумя способами

или при непосредственном взаимодействии простых веществ:

$$C_{(графит)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)},\ \Delta H_3 = -393,6 кДж.$$

В соответствии с законом Гесса тепловой эффект образования CO_2 из простых веществ равен суммарному тепловому эффекту образования CO_2 через промежуточную стадию:

$$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2.$$

В рассмотренной схеме экспериментально определяют тепловые эффекты ΔH_2 и ΔH_3, а тепловой эффект ΔH_1, который очень сложно измерить практически, можно рассчитать так:

$$\Delta H_1 = \Delta H_3 - \Delta H_2 = -393,6 - (-283,1) = -110,5 кДж.$$

Из закона Гесса вытекает несколько важных следствий.

Первое следствие:
тепловой эффект обратной реакции равен тепловому эффекту прямой реакции, взятому с противоположным знаком:

$$\Delta H_{пр} = -\Delta H_{обратн}.$$

Таким образом, закон Гесса показывает, что независимо от пути протекания реакции, ее тепловой эффект будет одинаковым, если при этом не изменяется конечное и исходное состояние системы.

Второе следствие *из закона Гесса*:
энтальпия химической реакции равна сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ *с учетом стехиометрических коэффициентов, стоящих в термохимическом уравнении перед формулами веществ:*

$$\Delta H_{х.р} = \sum\Delta H_{f,прод.} - \sum\Delta H_{f,исх.вещ-в}.$$

В этом уравнении буквой $\sum$ (симгма) обозначается сумма энтальпий образования веществ.

Рассмотрим реакцию общего вида, в которой символами B, D, L, M обозначены формулы веществ, а буквами *b, d, l, m* – коэффициенты перед ними:

$$bB + dD = lL + mM.$$

Для такой реакции тепловой эффект рассчитывается на основании второго следствия из закона Гесса:

$$\Delta H^0_{х.р} = l\Delta H^0_{f,L} + m\Delta H^0_{f,M} - b\Delta H^0_{f,B} - d\Delta H^0_{f,D}.$$

Значения $\Delta H^0_{f,298}$ приведены в термохимических справочниках и в табл. 6.1.

Энтальпия образования простых веществ*, устойчивых при 298К и 10^5 Па, принята* ***равной нулю****:* $\Delta H^0_{f\,(простых\ веществ)} = 0$.

Пример 6.6. Вычислите тепловой эффект реакции между оксидом серы (IV) и сероводородом по данным энтальпий образования веществ (кДж/моль): $\Delta H^0_f\ (SO_2) = -296,9$; $\Delta H^0_f\ (H_2S) = -20,15$; $\Delta H^0_f\ (H_2O)_{(ж)} = -285,84$. Относится ли эта реакция к экзотермическим?

Решение. Для заданной реакции

$$SO_{2(г)} + 2H_2S_{(г)} = 3S_{(т)} + 2H_2O_{(ж)}$$

тепловой эффект рассчитывается по следствию из закона Гесса:

$$\Delta H^0_{298} = 3\Delta H^0_f(S) + 2\Delta H^0_f(H_2O) - \Delta H^0_f(SO_2) - 2\Delta H^0_f(H_2S) =$$
$$= 3 \cdot 0 + 2\,(-285,84) - (-296,9) - 2(-20,15) = -234,4 \text{ кДж}.$$

Поскольку в результате реакции энтальпия уменьшается ($\Delta H^0_{298} < 0$), значит, происходит выделение теплоты, поэтому реакция экзотермическая.

Пример 6.7. Тепловой эффект реакции горения 1 моль жидкого бензола с образованием углекислого газа и водяного пара равен –3135,58 кДж. Напишите термохимическое уравнение и вычислите энтальпию образования $C_6H_{6(ж)}$.

Решение. Термохимическое уравнение имеет вид

$$C_6H_{6(ж)} + 7,5O_{2(г)} = 6CO_{2(г)} + 3H_2O_{(г)}, \qquad \Delta H^0_{298} = -3135,58 \text{ кДж}.$$

Согласно закону Гесса тепловой эффект этой реакции рассчитывается по уравнению

$$\Delta H^0_{298} = 6\Delta H^0_f(CO_2) + 3\Delta H^0_f(H_2O_{(г)}) - \Delta H^0_f(C_6H_{6(ж)}) - 7,5\Delta H^0_f(O_2),$$

откуда путем простых алгебраических преобразований выводим уравнение для расчета энтальпии образования жидкого бензола:

$$\Delta H^0_f(C_6H_{6(ж)}) = 6\Delta H^0_f(CO_2) + 3\Delta H^0_f(H_2O_{(г)}) - 7,5\Delta H^0_f(O_2) - \Delta H^0_{298}.$$

Пользуясь справочными данными (табл.VII.1) относительно энтальпий образования соответствующих веществ, получим

$$\Delta H^0_f(C_6H_{6(ж)}) = 6(-393,51) + 3(-241,83) - 7,5\cdot 0 - (-3135,58) = +49,03 \text{ кДж/моль}.$$

Пример 6.8. Рассчитайте энтальпию конденсации водяного пара. Выделяется ли при этом теплота?
Решение. Термохимическое уравнение конденсации водяного пара имеет вид

$$H_2O_{(г)} = H_2O_{(ж)}, \qquad \mathbf{\Delta H^0_{298}} - ?$$

Воспользуемся вторым следствием из закона Гесса и справочными данными (табл. VII.1):

$$\Delta\mathbf{H^0_{298}} = \mathbf{\Delta H^0_f}(H_2O_{(ж)}) - \mathbf{\Delta H^0_f}(H_2O_{(г)}) = -241,8 - (-285,8) = +44 \text{ кДж}.$$

В результате кондесации водяного пара энтальпия увеличивается ($\mathbf{\Delta H^0_{298}}$>0). Это значит, что система поглощает теплоту, поэтому процесс конденсации является эндотермическим.

Запомните:

1) *значение энтальпий образования следует использовать с тем знаком, который приведен в таблице;*
2) *энтальпии образования простых веществ равны нулю;*
3) *нельзя проводить расчеты, если в уравнении реакции не поставлены коэффициенты.*

Контрольные вопросы

1. Сформулируйте закон Гесса.
2. Сформулируйте первое следствие закона Гесса.
3. Сформулируйте второе следствие закона Гесса.

Задания для самостоятельной работы

1. Выберите утверждение, характеризующее тепловой эффект реакции:
а) зависит от промежуточных стадий; б) зависит от агрегатного состояние веществ; в) не зависит от начального и конечного состояний системы; г) зависит от начального и конечного состояний системы.
2. Укажите тип реакций, для которой тепловой эффект $\Delta H^0_{\text{х.р}}$ имеет отрицательное значение:
а) эндотермическая; б) экзотермическая; в) обратимая; г) теплотехническая.
3. Укажите тип реакций, для которой тепловой эффект имеет $\Delta H^0_{\text{х.р}}$ положительное значение:
а) эндотермическая; б) экзотермическая; в) обратимая; г) теплотехническая.
4. Как изменяется энтальпия в результате эндотермических реакций:
а) ΔH = const; б) $\Delta H = 0$; в) $\Delta H > 0$; г) $\Delta H < 0$?
5. Для каких веществ энтальпия образования при стандартных условиях равна нулю:
а) для простых; б) для сложных; в) для газообразных; г) для жидких?
6. Для каких веществ значение стандартной энтальпии образования равно нулю:
а) $NaOH_{(кр)}$; б) $P_{(красный)}$; в) $FeS_{(т)}$; г) $Br_{2(ж)}$?
7. Для каких веществ значение стандартной энтальпии образования *не* равно нулю?
а) $CO_{2(г)}$; б) $Br_{2(г)}$; в) $NH_{3(г)}$; г) $C_2H_{6(г)}$?
8. В результате какого процесса энтальпия системы увеличивается:
а) замерзание воды; б) конденсация водяного пара;
в) кристаллизация расплава; г) кипение воды?
9. Какой будет теплота при конденсации водяного пара массой 36 г в соответствии с термохимическим уравнением: $H_2O_{(г)} \rightarrow H_2O_{(ж)}$, ΔH^0_{298} + 44 кДж:
а) выделится 88кДж теплоты; б) выделится 44кДж теплоты;
в) поглотится 88кДж теплоты; г) поглотится 44кДж теплоты?
10. Укажите эндотермические процессы.
а) плавление; б) кристаллизация; в) испарение; г) переход из кристаллической модификации в аморфную.
11. Укажите экзотермические процессы, для которых $\mathbf{\Delta H} > 0$:
а) конденсация; б) переход из аморфной модификации в кристаллическую;
в) сублимация; г) парообразование.
12. Укажите экзотермические процессы, для которых $\mathbf{\Delta H} < 0$:

а) конденсация; б) плавление; в) кристаллизация; г) переход из аморфной модификаци в кристаллическую.

13. По какой разности можно рассчитать тепловой эффект реакции ($\mathbf{\Delta H^0_{х.р}}$) горения 1 моль этана C_2H_6, термохимическое уравнение которой имеет вид:
$C_2H_{6(г)} + 7/2O_{2(г)} \rightarrow 2CO_{2(г)} + 3H_2O_{(г)}$, $\mathbf{\Delta H^0_{х.р}}$ –?
а) $(\mathbf{\Delta H^0_{f,CO2}} + \mathbf{\Delta H^0_{f,H2O}}) - (\mathbf{\Delta H^0_{f,C2H6}} + \mathbf{\Delta H^0_{f,O2}})$;
б) $(\mathbf{\Delta H^0_{f,C2H6}} + \Delta \mathbf{H^0_{f,O2}}) - (\mathbf{\Delta H^0_{f,CO2}} + \mathbf{\Delta H^0_{f,H2O}})$;
в) $(2\mathbf{\Delta H^0_{f,CO2}} + 3\mathbf{\Delta H^0_{f,H2O}}) - \Delta \mathbf{H^0}_{f,C2H6}$;
г) $(\mathbf{\Delta H^0_{f,C2H6}} + 7/2\mathbf{\Delta H^0_{f,O2}}) - (2\mathbf{\Delta H^0_{f,CO2}} + 3\mathbf{\Delta H^0_{f,H2O}})$.

14. Какой вид имеет термохимическое уравнение реакции горения 1 моль этилового спирта, при которой выделяется 1366,87 кДж теплоты:
а) $C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$;
б) $C_2H_5OH_{(ж)} + 3O_{2(г)} \rightarrow 2CO_{2(г)} + 3H_2O_{(ж)}$, $\mathbf{\Delta H^0}$ = –1366,87кДж;
в) $C_2H_5OH_{(ж)} + 3O_{2(г)} \rightarrow 2CO_{2(г)} + 3H_2O_{(ж)}$, $\mathbf{\Delta H^0}$ = +1366,87кДж;
г) $C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_{2(г)} + 3H_2O$ + 1366,87 кДж?

15. Как рассчитать энтальпию образования NO(г) на основании термохимического уравнения реакции $4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)} \rightarrow 4NO_{(г)} + 6H_2O_{(ж)}$; $\mathbf{\Delta H^0_{298}}$ = –904,74кДж, если известны энтальпии образования всех других веществ и тепловой эффект реакции? Выберите правильную форму записи.
а) $\mathbf{\Delta H^0_{f,NO}} = \mathbf{\Delta H^0_{298}} - \mathbf{\Delta H^0_{f,NH3}} - \Delta \mathbf{H^0_{f,O2}}$;
б) $\mathbf{\Delta H^0_{f,NO}} = \mathbf{\Delta H^0_{298}} - 4\mathbf{\Delta H^0_{f,NH3}} - 6\mathbf{\Delta H^0_{f,H2O}} - 5\Delta \mathbf{H^0_{f,O2}}$;
в) $\mathbf{\Delta H^0_{f,NO}} = ¼\, \mathbf{\Delta H^0_{298}} - \mathbf{\Delta H^0_{f,NH3}} - 1{,}5\Delta \mathbf{H^0_{f,H2O}} - 5{,}4\, \mathbf{\Delta H^0_{f,O2}}$;
г) $\mathbf{\Delta H^0_{f,NO}} = \mathbf{\Delta H^0_{298}} - \mathbf{6/4\Delta H^0_{f,H2O}} - \mathbf{\Delta H^0_{f,NH3}} - 5/4\mathbf{\Delta H^0_{f,O2}}$.

16. Известно, что с термохимическими уравнениями можно выполнять те же алгебраические операции, что и с математическими. Учитывая это, определите энтальпию образования метана $CH_{4(г)}$ на основании следующих термохимических уравнений:
$CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} \rightarrow 2H_2O_{(ж)} + CO_{2(г)}$, $\mathbf{\Delta H_I}$; $H_{2(г)} + ½\, O_{2(г)} \rightarrow H_2O_{(ж)}$, $\mathbf{\Delta H_{II}}$;
$C_{(к)} + O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)}$, $\mathbf{\Delta H_{III}}$.
а) $\mathbf{\Delta H_{f,CH4}} = 2\Delta \mathbf{H_{II}} + \Delta \mathbf{H_{III}} - \Delta \mathbf{H_I}$; б) $\mathbf{\Delta H_{f,CH4}} = \mathbf{\Delta H_I} + \mathbf{\Delta H_{II}} + \mathbf{\Delta H_{III}}$;
в) $\mathbf{\Delta H_{f,CH4}} = \mathbf{\Delta H_{II}} + \mathbf{\Delta H_I} - 2\mathbf{\Delta H_{III}}$; г) $\Delta \mathbf{H_{f,CH4}} = \mathbf{\Delta H_I} + \mathbf{2\Delta H_{II}} - \mathbf{\Delta H_{III}}$.

17. Рассчитайте энтальпии химических реакций:
1) $2H_{2(г)} + CO_{(г)} = CH_3OH_{(г)}$;
2) $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} = 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{2(г)}$;
3) $NH_4Cl_{(Т)} = HCl_{(г)} + NH_{3(г)}$;
4) $2N_{2(г)} + 6H_2O_{(г)} = 4NH_{3(г)} + 3O_{2(г)}$;
5) $4NO_{(г)} + 6H_2O_{(г)} = 4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)}$;
6) $2NO_{2(г)} = 2NO_{(г)} + O_{2(г)}$;
7) $Mg(OH)_{2(т)} = MgO_{(Т)} + H_2O_{(г)}$;
8) $CaCO_{3(т)} = CaO_{(Т)} + CO_{2(г)}$;
9) $N_2O_{4(г)} = 2NO_{2(г)}$;
10) $Ca(OH)_{2(т)} = CaO_{(т)} + H_2O_{(ж)}$.

Энтальпии образования веществ найдите в таблице 6.1:

Таблица 6.1 – Энтальпии образования веществ

Вещество	$\Delta_f H^o_{298}$, *кДж/моль*	***Вещество***	$\Delta_f H^o_{298}$, *кДж/моль*	***Вещество***	$\Delta_f H^o_{298}$, *кДж/моль*
Cl_2	0	$Ca(OH)_{2(т)}$	–985,12	$NH_{3(г)}$	–45,94
O_2	0	$HCl_{(г)}$	–92,31	$NH_4Cl_{(т)}$	–314,22
$S_{2(г)}$	128,37	$H_2O_{(т)}$	–291,85	$NO_{(г)}$	91,26
$CO_{(г)}$	–110,53	$H_2O_{(ж)}$	–285,83	$NO_{2(г)}$	34,19
$CO_{2(г)}$	–393,51	$H_2O_{(г)}$	–241,81	$N_2O_{4(г)}$	11,11
$CaCO_{3(т)}$	–1206,83	$MgO_{(т)}$	–601,49	$SO_{2(г)}$	–296,90
$CaO_{(т)}$	–635,09	$Mg(OH)_{2(т)}$	–924,66	$CH_3OH_{(г)}$	–201,00

Раздел 7 КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

7.1 Основные понятия химической кинетики

Химическая кинетика *– это раздел химии,* ***изучающий скорость и механизмы*** *протекания* ***химических реакций****.*

Химическая кинетика решает две основные задачи:
1) определение механизма реакции;
2) количественное описание химической реакции.

Механизм реакции *– это совокупность и последовательность элементарных стадий, через которые проходит химическая реакция от исходных веществ до конечных продуктов.*

Обычное уравнение реакции содержит информацию только о составе и количестве исходных веществ и продуктов, но не отображает реальных процессов, происходящих в действительности, т. е. не описывает элементарных стадий.

Элементарные стадии *– это промежуточные единичные процессы на протяжении химической реакции, которые включают столкновение реагирующих частиц, разрыв связей в исходных веществах, образование промежуточных продуктов и взаимодействие между ними, возникновение новых связей и получение конечных продуктов.*

Выяснение механизма связано с классификацией реакций по молекулярности и по фазовому составу.

Молекулярность реакции *– это характеристика, которая определяется числом молекул в элементарной стадии.*

По *молекулярности* различают такие реакции:

- ***Мономолекулярные***, в которых элементарный акт представляет собой **преобразование одной молекулы** (рис. 7.1а), например:
  $$I_2 \rightarrow 2I.$$
- ***Бимолекулярные*** – это такие реакции, элементарный акт в которых происходит при одновременном **взаимодействии двух частиц** (рис. 7.1б), например, взаимодействие между атомом водорода, имеющим неспареный электрон (на схеме обозначен точкой) с молекулой хлороводорода:
- $H\bullet + Cl_2 \rightarrow HCl + Cl\bullet$. ***Тримолекулярные*** – в таких реакциях элементарный акт осуществляется при **одновременном столкновении трех молекул** (рис. 7.1в), например:
  $$2NO + H_2 \rightarrow N_2O + H_2.$$

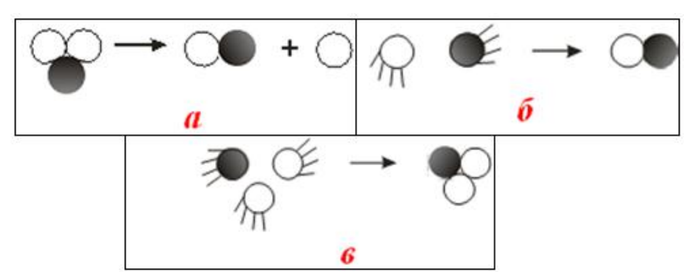


Рисунок 7.1 – Схема классификации реакций по молекулярности: а) мономолекулярные; б) бимолекулярные; в) тримолекулярные

Доказано, что одновременное столкновение больше трех молекул практически невозможно. Наличие в уравнении химической реакции больших коэффициентов (когда их сумма превышает 3) однозначно указывает на сложный механизм реакции, включающий определенное количество элементарных актов.

Для количественного описания химической реакции пользуются кинетическими уравнениями.

Кинетическое уравнение *– это математическое выражение, которое описывает зависимость скорости реакции от концентрации веществ.*

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
кинетика	кінетика	kinetics	cinétique	حركية
механизм реакции	механізм реакції	chemical reaction passing	mécanisme de réaction	الآلية ردود الفعل
молекулярность	молекулярність	molecularity	molécularité	الجزيئية
элементарная стадия	елементарна стадія	elementary stage	stade élémentaire	الابتدائية المرحلة

Контрольные вопросы

1. Что называется химической кинетикой?
2. Какие задачи решает химическая кинетика?
3. Что такое механизм реакции, элементарные стадии, молекулярность реакции?
4. На какие типы подразделяются химические реакции по молекулярности?
5. Что называется кинетическим уравнением?

Задание для самостоятельной работы

1. Что является предметом изучения химической кинетики:
а) тепловые эффекты реакции; б) внутренняя энергия системы в ходе реакции;
в) скорость и механизмы химических реакций; г) теплоты образования веществ?

2. Как называется последовательность и особенности протекания элементарных стадий, из которых складывается химическая реакция:
а) молекулярность; б) химическая кинетика;
в) кинетическое уравнение; г) механизм реакции?

3. Каким термином обозначается величина, которая определяется числом частиц исходных веществ, принимающих участие в элементарном акте взаимодействия:
а) порядок реакции; б) молекулярность;
в) стехиометрический коэффициент; г) индекс?

4. Как называется математическое выражение зависимости скорости реакции от концентраций реагирующих веществ:
а) кинетическое уравнение; б) порядок реакции;
в) закон стехиометрических коэффициентов; г) экспоненциальная зависимость?

7.2 Скорость химических реакций

Скорость химической реакции характеризует количество элементарных актов взаимодействия частиц в течение определенного времени. Но взаимодействие между частицами может происходить только при их контакте, который определяется особенностями реакционной среды (реакционного пространства).

Напомним, что по признаку фазового состава веществ в химической кинетике различают *гомогенные реакции*, протекающие в одной фазе (рис. 7.2 а), и *гетерогенные реакции*, протекающие между разными фазами на границе их раздела (рис. 7.2 б).

Скоростью гомогенной реакции ϑ *называется физическая величина, которая* ***определяется количеством вещества*** **ν,** *вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции* ***за единицу времени*** τ ***в единице реакционного объема*** **V.**

Отношение количества вещества **ν** к единице объема **V** – это молярная концентрация **C** (C = ν/V). Поэтому ***скорость гомогенной реакции*** *определяется* ***изменением концентрации исходных соединений или продуктов*** *реакции на протяжении реакционного* ***времени.***

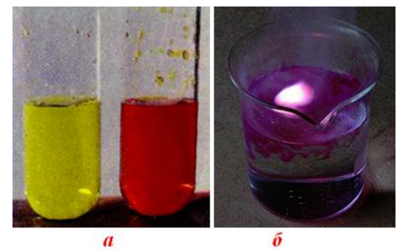


Рисунок 7.2 – Иллюстрация к классификации химических реакций по фазовому составу: а) гомогенная реакция, отражающая превращение $K_2CrO_4 \rightarrow K_2Cr_2O_7$ (в пробирке слева – раствор исходного вещества K_2CrO_4 желтого цвета, в правой пробирке – продукт реакции $K_2Cr_2O_7$ оранжевого цвета); б) гетерогенная реакция при взаимодействии натрия с водой (добавление индикатора фенолфталеина вызывает малиновое окрашивание, указывающее на образование щелочи NaOH)

Различают среднюю и мгновенную (или истинную) скорость реакции.

Средняя скорость реакции $\vartheta_{ср}$ определяется разностью концентраций (ΔC) вещества за время протекания реакции Δτ:

$$\vartheta_{ср} = (C_2 - C_1) / (\tau_2 - \tau_1) = \pm \Delta C / \Delta\tau,$$

где C_2 и C_1 – концентрации вещества в конечный τ_2 и начальный τ_1 момент времени.

Знак «±» в уравнении имеет такой смысл. Скорость реакции не может быть отрицательной, поэтому при использовании разности концентраций исходного вещества $\Delta C_{исх}$, концентрация которого уменьшается, берут знак минус (рис. 7.3 а). Если скорость определяют по изменению концентрации одного из продуктов реакции $\Delta C_{прод}$, то отношение ΔC / Δτ надо брать со знаком плюс, потому что количество продукта возрастает по мере протекания реакции (рис. 7.3 б): $C_{2,прод} > C_{1,прод}$,

$$C_{2,прод} - C_{1,прод} = \Delta C > 0.$$

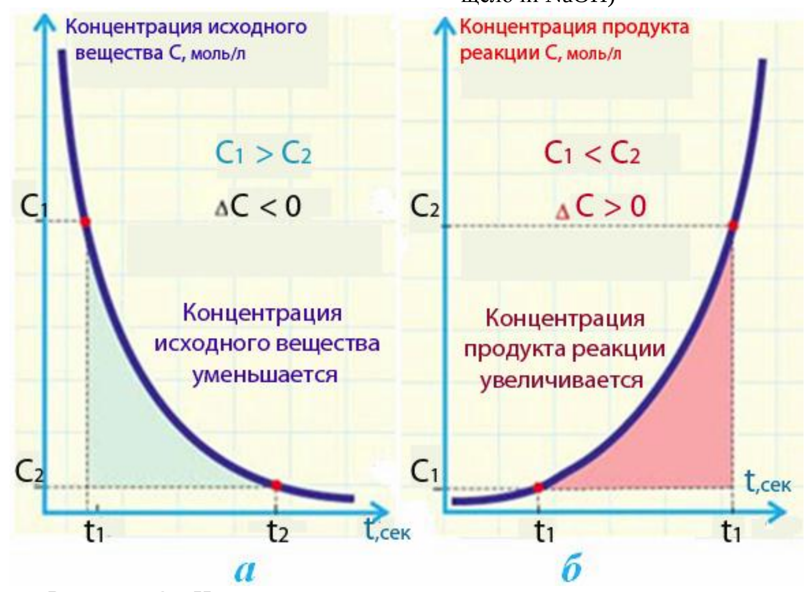


Рисунок 7.3 – Изменение концентрации во времени при протекании химческой реакции: а) для исходного вещества; б) для продукта реакции

При протекании реакции изменяются концентрации реагирующих веществ, поэтому изменяется и скорость реакции. Чем короче промежуток времени Δτ, тем меньше изменение концентраций ΔC и тем ближе отношение ΔC / Δτ к ***истинной скорости реакции*** – *скорости в данный момент времени.* Среднюю и истинную скорость реакции можно определить графически – через тангенс угла наклона секущей ($\vartheta_{ср}$) к кривой зависимости концентраций от времени или с помощью тангенса угла наклона касательной ($\vartheta_{ист}$) к этой кривой (рис. 7.4):



Рисунок 7.4 – Графическое определение средней скорости ($\vartheta_{ср} = \pm\Delta C/\Delta\tau$ или $\vartheta_{ср} = tg\beta$) и истинной скорости реакции ($\vartheta_{ист} = tg\alpha$)

$$\vartheta_{ист} = tg\,\alpha, \qquad \vartheta_{ср} = tg\beta.$$

На скорость реакции влияют многие факторы, например, природа реагирующих веществ (рис. 7.5 а): некоторые реакции протекают мгновенно (взрыв), другие могут

продолжаться годами (коррозия). Соединения с ионной или ковалентной полярной связью в водных растворах взаимодействуют между собой очень быстро. Скорость взаимодействия соединений с неполярной ковалентной связью зависит от их химических свойств. Например, реакция водорода H_2 с фтором F_2 протекает очень быстро (со взрывом) при комнатной температуре, а реакция водорода H_2 с йодом I_2 происходит медленно при длительном нагревании.

Кроме того, скорость реакции зависит от концентрации исходных реагентов (рис.7.5 б), площади поверхности соприкосновения фаз (для гетерогенных процессов), температуры (рис. 7.5 в), наличия катализатора (рис. 7.5 г), внешних факторов (например, облучения).

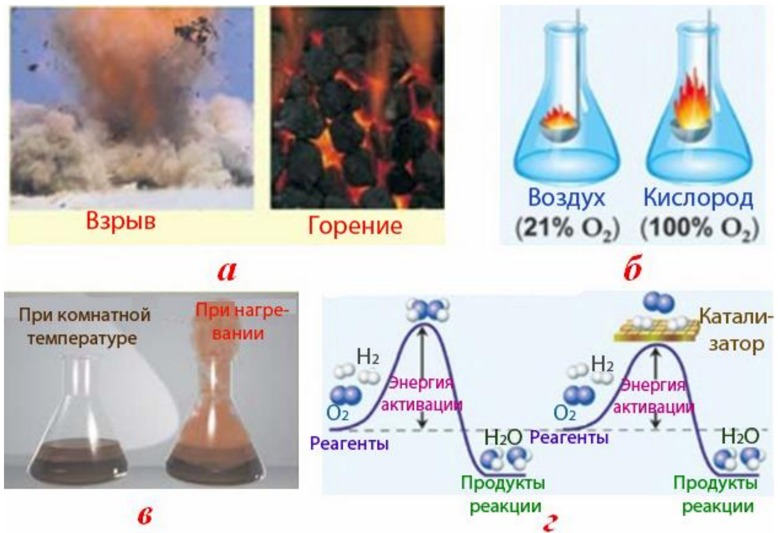


Рисунок 7.5 – Влияние на скорость реакции разных факторов:
а) природы взаимодействующих веществ; б) концентрации; в) температуры; г) катализатора

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
истинная	істинна	veritable, true	vrai, véritable	حقيقي
кинетическое уравнение	кінетичне рівняння	kinetic equation	équation cinétique	الحركية المعادلة
кривая	крива	curve	curve	منحنى
наклон	нахил	tilt; incidence	la pente	منحدر
скорость реакции	швидкість реакції	response rate, speed of response	vitesse de réaction	التفاعل معدل

Контрольные вопросы

1. Что изучает химическая кинетика?
2. Что понимают под механизмом химической реакции?
3. Что называется элементарной стадией химической реакции?
4. Что такое молекулярность реакции?
5. На какие типы делятся химические реакции по молекулярности?
6. Охарактеризуйте понятие «скорость гомогенной реакции».
7. Какие реакции называются: а) гомогенными; б) гетерогенными?
8. В чем различие между средней и истинной скоростью реакции? Как они определяются?
9. Что такое кинетическое уравнение химической реакции?
10. Какие факторы влияют на скорость реакции?
11. Как зависит скорость реакции от природы веществ?

Задания для самостоятельной работы

1. Какая скорость – средняя или истинная – точнее выражает скорость реакции и почему:
   а) средняя, т.к. она характеризует скорость протекания реакции в целом; б) истинная, т. к. определяется тангенсом угла наклона касательной к кривой, выражающей зависимость концентрации от времени; в) истинная, т. к. она отражает скорость реакции в конкретный момент времени, что особенно важно в связи с постепенным снижением скорости по мере расходования реагентов и уменьшения их концентрации; г) средняя, т. к. как зависит от концентрации реагирующих веществ.
2. На основании какого критерия определяется скорость реакции:
   а) количество полученного продукта; б) тепловой эффект реакции; в) изменение концентрации вещества за единицу времени; г) смещение рвновесия в реакционной системе?
3. Выберите утверждение относительно кинетического уравнения скорости реакции:
   а) связывает изменение внутренней энергии со временем; б) связывает скорость реакции с концентрацией веществ; в) определяет конечную концентрацию продуктов; г) определяет изменение масс исходных веществ?
4. Как графически определяется истинная скорость реакции:
   а) по тангенсу угла наклона касательной к кривой зависимости концентраций от времени; б) по тангенсу угла наклона секущей к кривой зависимости концентраций от времени; в) по зависимости времени от концентрации; г) по зависимости концентрации от времени?
5. Как графически определяется средняя скорость реакции:
   а) по тангенсу угла наклона касательной к кривой зависимости концентраций от времени; б) по тангенсу угла наклона секущей к кривой зависимости концентраций от времени; в) по зависимости времени от концентрации; г) по зависимости концентрации от времени?

7.3 Зависимость скорости реакции от концентрации

Зависимость скорости реакции от концентрации была установлена Гульдбергом и Вааге и получила название ***закона действующих масс***:

> ***скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ****, которые возведены* ***в степени*** *и* ***равны коэффициентам****, стоящим перед формулами веществ в уравнении реакции.*

Для реакции между условными веществами A и B, в результате которой образуются продукты L и M (буквами *a, b, l* и *m* обозначены коэффициенты):

$$aA + bB \rightarrow lL + mM,$$

математическое выражение закона действующих масс (кинетическое уравнение) имеет вид

$$\vartheta = k\, C_A \cdot C_B,$$

или $$\vartheta = k\, [A]^a \cdot [B]^b,$$

где C_A=[A] и C_B=[B] – разные обозначения концентраций исходных веществ A и B, k – константа скорости, которая зависит от природы веществ и температуры, но не зависит от концентрации реагентов.

Из кинетического уравнения вытекает *физический смысл константы скорости*: *при концентрациях $C_A = C_B = 1$ моль/л константа скорости численно равна скорости реакции*. Значит,

> *при постоянной температуре константа скорости реакции между одними и теми же реагентами является постоянной величиной и характеризует природу реагирующих веществ.*

Как показывает опыт, закон Гульдберга – Вааге справедлив для небольшого количества реакций, в которых сумма коэффициентов не превышает 3, а для более сложных процессов расчеты дают значительную ошибку. Поэтому показатели степеней определяют экспериментально, а закон действующих масс отражается ***кинетическим уравнением***

$$\vartheta = k\, C_A^{n_A} \cdot C_B^{n_B} = k\,[A]^{n_A} \cdot [B]^{n_B},$$

где показатели степеней n_A и n_B – *частные порядки реакции* по веществам A и B, которые определяются экспериментально для каждой реакции. Для простых реакций частные порядки реакций по реагентам – это небольшие числа от 0 до 2. Для сложных реакций частные порядки реакций могут иметь и дробные, и отрицательные значения. Сумма частных порядков $n_A + n_B = n$ – это *общий порядок реакции,* характеризующей механизм процесса. Например, в реакции $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$ частные порядки и по водороду, и по йоду равны единице ($n_{H_2} = n_{I_2} = 1$), а общий порядок реакции – двум ($n = n_{H_2} + n_{I_2} = 1 + 1 = 2$).

> ***Частный порядок реакции по реагенту*** *– это экспериментально установленная величина, равная показателю степени, в которую необходимо возвести концентрацию данного реагента, чтобы теоретически рассчитанная скорость реакции совпала с практической.*

С учетом понятия «порядок реакции» можно уточнить ***современную формулировку закона действующих масс*****:**

> *скорость химической реакции в каждый момент времени пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, которые равны частным порядкам реакции.*

Пример 7.1. Составьте кинетическое уравнение для гомогенной газофазной реакции $2H_2S+3O_2 \rightarrow 2SO_2+2H_2O$.
Решение. Если отсутствуют сведения о частных порядках реакции по реагентам, то можно воспользоваться старой формулировкой закона действующих масс и считать, что скорость реакции пропорциональна произведению концентраций взаимодействующих веществ в степенях, равных коэффициентам, которые стоят в уравнении реакции перед формулами этих веществ. Поэтому для заданной реакции кинетическое уравнение скорости имеет вид

$$\vartheta = k\,[H_2S]^2 \cdot [O_2]^3.$$

Пример 7.2. Во сколько раз увеличится скорость реакции $3A_{(г)} + B_{(г)} \rightarrow 2D_{(г)}$, протекающей в закрытом сосуде, если концентрации исходных величин возрастут в 3 раза?
Решение. Обозначим концентрации (моль/л) исходных веществ A и B буквами *a* и *b* соответственно и запишем кинетическое уравнение:

$$\vartheta = ka^3b.$$

После увеличения концентраций в 3 раза они равны 3*a* и 3*b*, поэтому скорость реакции определяется уравнением

$$\vartheta_1 = k(3a)^3 \cdot 3b,$$

а увеличение скорости – отношением ϑ_1/ϑ. Тогда получим:

$$\frac{\vartheta_1}{\vartheta} = \frac{k(3a)^3 \cdot 3b}{ka^3 \cdot b} = \frac{81\,ka^3 \cdot b}{ka^3 \cdot b} = 81.$$

Таким образом, скорость реакции возросла в 81 раз.

Пример 7.3. Константа скорости реакции $H_2+I_2 \rightarrow 2HI$ равна 0,16, а исходные концентрации (моль/л): $[H_2]_{исх} = 0{,}04$; $[I_2]_{исх} = 0{,}05$. Вычислите начальную скорость реакции. Как изменится скорость реакции, если концентрация водорода уменьшится до 0,03 моль/л?
Решение. В соответствии с законом действующих масс начальная скорость реакции равна

$$\vartheta = k[H_2]_{исх} \cdot [I_2]_{исх} = 0{,}16 \cdot 0{,}04 \cdot 0{,}05 = 3{,}2 \cdot 10^{-4}.$$

К определенному времени прореагировало водорода: 0,04 – 0,03 = 0,01 моль/л. Сопоставляя коэффициенты в уравнении реакции (1:1), делаем вывод, что и йода прореагировало такое же количество, поэтому его концентрация приобрела значение $[I_2]$ = 0,05 – 0,01 = 0,04 моль/л. При этом скорость реакции

$$\vartheta = k[H_2]\cdot[I_2] = 0{,}16\cdot0{,}03\cdot0{,}04 = 1{,}92\cdot10^{-4}.$$

По сравнению с начальной скоростью реакции уменьшится в

$$\vartheta_{нач} / \vartheta = 3{,}2\cdot10^{-4} / 1{,}92\cdot10^{-4} = 1{,}7 \text{ раз.}$$

Пример 7.4. Как изменится скорость реакции $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ при повышении давления в 2 раза?
Решение. Для упрощения обозначим исходные концентрации реагентов: $[NO]_{исх} = a$, $[O_2]_{исх} = b$. Тогда в соответствии с законом действующих масс начальная скорость реакции равна

$$\vartheta_{нач} = k\,[NO]^2\,[O_2] = k\,a^2\,b.$$

При повышении давления в 2 раза концентрации тоже возрастут вдвое и станут равными:

$$[NO]_1 = 2a; \qquad [O_2]_1 = 2b.$$

Тогда скорость реакции будет

$$\vartheta_1 = k(2a)^2\cdot2b = k\cdot4a^2\cdot2 = 8\,ka^2\,b = 8\,\vartheta_{нач}.$$

То есть при этом скорость реакции увеличится в 8 раз.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
порядок реакции	порядок реакції	order of reaction	bonne réaction	تفاعل ترتيب
реагент	реагент	reagent	réactif	الكاشف
совпадать	збігатися	agree (with); be congruent	concorder	تطابق

Контрольные вопросы

1. Какой закон выражает зависимость скорости реакции от концентрации? Сформулируйте его.
2. Что называется частным порядком реакции по реагенту, общим порядком реакции?
3. Как выглядит кинетическое уравнение для заданных реакций:
   а) $CH_4 + CO_2 \Leftrightarrow 2CO + 2H_2$; б) $CO+H_2O_{(г)}\Leftrightarrow CO_2+H_2$;
   в) $2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl$; г) $2H_2O_{(г)} \Leftrightarrow 2H_{2(г)} + O_{2(г)}$;
   д) $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \Leftrightarrow 2NH_{3(г)}$; е) $H_{2(г)} + CI_{2(г)} \Leftrightarrow 2HCl_{(г)}$;
   ж) $CH_{4(г)} + H_2O_{(г)} \Leftrightarrow CO_{(г)} + 3H_{2(г)}$?

Задание для самостоятельной работы

1. Выберите правильный ответ на вопрос: «*Какой физический смысл имеет константа скорости реакции*»:
а) это показатель степени, в которую нужно возвести концентрацию реагента, чтобы теоретически рассчитанная скорость реакции совпала с экспериментальной; б) это коэффициент, показывающий число моль вещества; в) это величина, совпадающая с молекулярностью реакции; г) это величина, характеризующая скорость реакции при концентрациях реагирующих веществ 1 моль/л?

2. Как называется математическое выражение зависимости скорости реакции от концентраций реагирующих веществ:
а) кинетическое уравнение; б) порядок реакции; в) закон стехиометрических коэффициентов; г) экспоненциальная зависимость?

3. Что называется порядком реакции по реагенту:
а) величина, равная показателю степени, в которую нужно возвести концентрацию реагента, чтобы теоретическая скорость реакции совпала с экспериментально установленной; б) величина, всегда совпадающая со стехиометрическим коэффициентом перед формулой реагента; в) величина, которая определяется молекулярностью реакции; г) величина, численно равная скорости реакции при концентрациях реагирующих веществ 1 моль/л?

4. Выберите утверждение относительно кинетического уравнения скорости реакции:
   а) связывает изменение внутренней энергии со временем; б) связывает скорость реакции с концентрацией веществ; в) определяет конечную концентрацию продуктов; г) определяет изменение масс исходных веществ.
5. На основании закона действующих масс выберите правильное математическое выражение закона действующих масс для реакции, проходящей по схеме: $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$.
   а) $\vartheta = k[SO_2]^2 \cdot [O_2]$;   б) $\vartheta = [SO_2]^2 \cdot [O_2]$;   в) $\vartheta = k\, C^2_{SO2} \cdot C_{O2}$;   г) $\vartheta = C^2_{SO2} \cdot C_{O2}$?
6. Каким математическим уравнением выражается закон действующих масс для реакции $CaO_{(т)} + CO_{2(г)} + H_2O_{(г)} \rightarrow Ca(HCO_3)_{2(т)}$:
   а) $\vartheta = k[CaO]\cdot[CO_2]\cdot[H_2O]$; б) $\vartheta = k\cdot C_{CO2}\cdot C_{H2O}$; в) $\vartheta = k\cdot C_{CO}\cdot C_{CO2}\cdot C_{H2O}$; г) $\vartheta = [CO_2]\cdot[H_2O]$?

7.3 Особенности гетерогенных реакций

Гетерогенные реакции протекают на поверхности раздела фаз, которая и является реакционным пространством.

Скоростью гетерогенной реакции *называется* ***количество вещества****, которое* ***вступает в реакцию или образуется*** *в результате* ***реакции за единицу времени на единице площади поверхности фаз:***

$$\vartheta_{гетерог} = \pm \frac{\Delta\nu}{S\Delta\tau},$$

где $\Delta\nu$ – разность между количеством вещества в конечный τ_2 и начальный τ_1 моменты времени ($\Delta\nu = \nu_2 - \nu_1$); S – площадь поверхности. Площадь поверхности твердого тела не всегда легко измерить, поэтому иногда скорость гетерогенной реакции относят не к единице поверхности, а к единице массы или к единице объема твердого вещества.

Особенностью кинетики гетерогенных реакций является влияние на скорость реакции площади реакционной поверхности и ее состояния.

С увеличением площади поверхности скорость гетерогенной реакции возрастает (рис. 7.6).

Однако следует помнить важное правило:

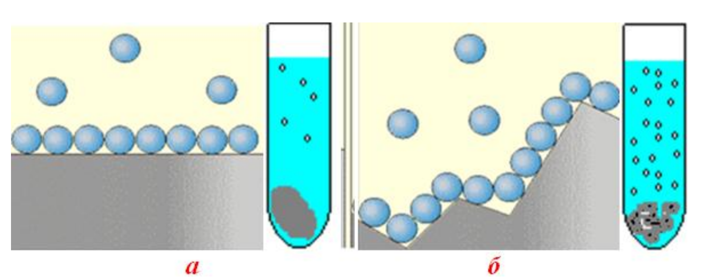


Рисунок 7.6 – Влияние площади соприкосновения взаимодействующих фаз и состояния поверхности на скорость гетерогенной реакции $CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$: а) на участке, имеющем плоскую поверхность, с твердой фазой ($CaCO_3$) может одновременно контактировать меньшее количество молекул HCl, поэтому выделяется меньше продуктов – пузырьков газа CO_2; б) развитая поверхность твердой фазы обеспечивает больше возможностей для контакта исходных веществ и образования продуктов реакции

если в гетерогенной реакции непосредственно принимает участие твердое вещество, то в кинетическое уравнение ***не входит его концентрация****, которая считается постоянной.*

Например, для гетерогенной реакции $Ca_{(к)} + CO_{2(г)} \rightarrow CaCO_{3(к)}$ кинетическое уравнение имеет вид

$$\vartheta = k\cdot C_{(CO2)} = k\cdot[CO_2].$$

Большинство гетерогенных реакций включает три *основные стадии* (рис. 7.7):

1) подвод одного реагирующего вещества к поверхности другого;

2) химическое взаимодействие на поверхности;

3) отвод образовавшегося продукта от поверхности.

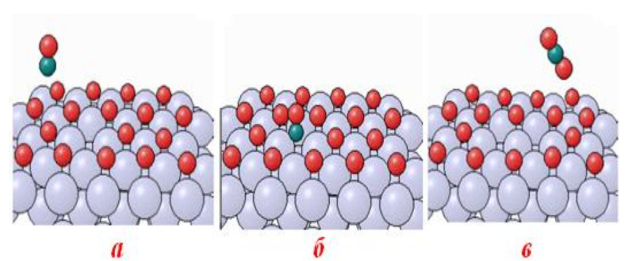


Рисунок 7.7 – Стадии гетерогенных реакций: а) подвод одного реагирующего вещества к поверхности другого; б) химическое взаимодействие на поверхности; в) отвод образовавшегося продукта от поверхности твердого реагента

Самая медленная стадия, которая определяет скорость реакции в целом, называется ***лимитирующей***.

Пример 7.5. Запишите кинетическое уравнение для реакции, протекающей по схеме:

а) $CaCO_{3(т)} + 2HCl_{(р)} \rightarrow CaCl_{2(р)} + CO_{2(г)} + H_2O_{(ж)}$;

б) $Fe_2O_{3\,(т)} + 3H_{2(г)} \rightarrow 2FeO_{(т)} + 3H_2O_{(г)}$.

Решение. В случае гетерогенных реакций концентрация твердой фазы считается постоянной и не вносится в кинетическое уравнение, поэтому имеем:

а) $\vartheta = k_1\,[HCl_{(р)}]^2$; б) $\vartheta = k_1\,[H_{2(г)}]^3$.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
лимитирующая	лімітуюча	establish a quota	limitation	الحد
поверхность	поверхня	surface	surface	سطح

Контрольные вопросы

1. Что называется скоростью гетерогенной реакции?
2. Назовите особенности гетерогенных реакций.
3. Из каких стадий состоит гетерогенная реакция?
4. Какая стадия является лимитирующей?

Задания для самостоятельной работы

1. Каким образом можно ускорить гетерогенную реакцию $Mg_{(тв)}+2HCl_{(ж)}\rightarrow MgCl_{2(ж)}+H_{2(г)}$, не изменяя температуры, давления и количества веществ:
а) подвергнуть систему электромагнитному облучению; б) прекратить перемешивание; в) размельчить магний, что приведет к увеличению площади контакта реагирующих веществ; г) добавить в систему воды?

2. Каким математическим уравнением выражается закон действующих масс для реакции $CaO_{(т)} + CO_{2(г)} + H_2O_{(г)} \rightarrow Ca(HCO_3)_{2(т)}$:
а) $\vartheta = k[CaO]\cdot[CO_2]\cdot[H_2O]$; б) $\vartheta = k\cdot C_{CO2}\cdot C_{H2O}$;
в) $\vartheta = k\cdot C_{CO}\cdot C_{CO2}\cdot C_{H2O}$; г) $\vartheta = [CO_2]\cdot[H_2O]$?

3. Выберите правильное утверждение про *отличительные* особенности гетерогенных реакций:
а) скорость гетерогенной реакции зависит от площади реакционной поверхности и от интенсивности подвода реагентов и отвода продуктов из реакционной зоны; б) скорость гетерогенной реакции не зависит от температуры; в) гетерогенные реакции не отличаются от гомогенных; г) все гетерогенные реакции протекают быстрее гомогенных.

7.4 Зависимость скорости реакции от температуры

При протекании химической реакции происходит перераспределение электронной плотности в результате разрушения химическиих связей в молекулах исходных веществ и возникновения новых химических связей при образовании продуктов реакции.

Условием протекания реакции является столкновение частиц. Но при сближении частиц появляется *энергетический барьер* – силы взаимного отталкивания между электронными оболочками атомов (рис. 7.8). Если частицы не обладают достаточной энергией, то они не могут преодолеть энергетический барьер и взаимодействия между ними не происходит. А если энергия частиц больше, чем энергия отталкивания электронных оболочек, то столкновение приводит к химическому взаимодействию. *Избыточная энергия, необходимая для преодоления энергетического барьера, называется* ***энергией активации*** E_A.



Рисунок 7.8 – Упрощенная схема хода реакции через преодоление энергетического барьера

Таким образом, не все столкновения являются *эффективными*, то есть такими, которые завершаются химическим взаимодействием (рис. 7.9).

Эффективными называются столкновения*, при которых* ***энергия частиц превышает энергию отталкивания*** *между электронными оболочками (энергетический барьер) и* ***является достаточной для разрыва*** *старых* ***связей***.

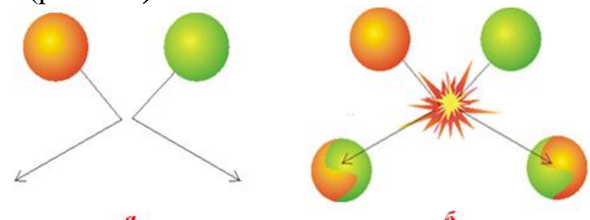


Рисунок 7.9 – Столкновения частиц: а) молекулы не обладают достаточной энергией, и взаимодействия не происходит; б) образование молекул продуктов реакции в результате эффективного столкновения

Повышение температуры вызывает увеличение общей энергии реакционной системы, ускоряет движение частиц и увеличивает число эффективных столкновений, поэтому реакция протекает значительно быстрее.

Влияние температуры на скорость реакции выражается с помощью эмпирического ***правила Вант-Гоффа***:

повышение температуры на каждые 10 градусов увеличивает скорость реакции приблизительно в 2–4 раза:

$$\vartheta_2 = \vartheta_1 \cdot \gamma^{(T_2 - T_1)/10},$$

где $T_2 - T_1 = \Delta T$ – разность температур; ϑ_1 и ϑ_2 – скорости реакции при температурах T_1 и T_2 соответственно; γ – ***температурный коэффициент скорости****, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на каждые* 10^o. Для большинства реакций γ изменяется в пределах 2–4, но значение γ для эндотермических реакций обычно выше, чем для экзотермических ($\gamma_{энд} > \gamma_{экз}$).

Простое преобразование уравнения путем деления левой и правой его частей на ϑ_1 дает еще одно математическое выражение правила Вант-Гоффа:

$$\vartheta_2 / \vartheta_1 = \gamma^{(T_2 - T_1)/10},$$

с помощью которого легко рассчитать, во сколько раз скорость реакции ϑ_2 при температуратуре T_2 больше (или меньше) скорости ϑ_1 при температуратуре T_1.

Например, для некоторой реакции повышение температуры на 10^0 приводит к увеличению скорости в 2 раза. Легко рассчитать, во сколько раз возрастет скорость этой реакции при изменении температуры от 20 ^{0}С до 80 ^{0}С:

$$\vartheta_{80}/\vartheta_{20} = 2^{(80-20)/10} = 2^6 = 64.$$

Значит, скорость реакции возрастет в 64 раза.

Пример 7.6. Температурный коэффициент некоторой реакции равен 3. Как изменится скорость реакции при снижении температуры на 40^0?

Решение. Воспользуемся уравнением Вант-Гоффа (6.15а) и подставим данные, учитывая, что происходит понижение температуры, т. е. $\Delta T = (T_2 - T_1) = -40$:

$$\vartheta_2 / \vartheta_1 = \gamma^{(T_2-T_1)/10} = 3^{-40/10} = 3^{-4} = 1/3^4 = 1/81.$$

Значит, при понижении температуры скорость на 40^o этой реакции уменьшится в 81 раз.

Пример 7.7. При повышении температуры от 40^0С до 60^0С скорость реакции увелилась в 9 раз. Чему равен температурный коэффициент этой реакции?

Решение. Повышение температуры составляет $\Delta T = 60 - 40 = 20$, тогда показатель степени в уравнении Вант-Гоффа равен $\Delta T/10 = 20/10 = 2$.

Подставим имеющиеся данные в преобразованное уравнение Вант-Гоффа ($\vartheta_2/\vartheta_1 = \gamma^{\Delta T/10}$):

$\vartheta_2/\vartheta_1 = \gamma^2 = 9$, откуда $\gamma = 3$, т.к. $3^2 = 9$.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
столкновение	зіткнення	clash	collision	تصادم
температурный коэффициент	температурний коефіцієнт	temperature coefficient	coefficient de température	درجة الحرارة معامل
энергетический барьер	енергетичний бар’єр	energy barrier	barrière d’énergie	الطاقة حاجز
энергия активации	енергія активації	activation energy	énergie d’activation	الطاقة تفعيل
эффективный	ефективний	efficacious, effective	éffectif	فعال

Контрольные вопросы

1. Какие столкновения между частицами называются эффективными?
2. Сформулируйте правило Вант-Гоффа.
3. Охарактеризуйте физический смысл температурного коэффициента.

Задания для самостоятельной работы

1. Что называется энергией активации:
а) средняя энергия реагирующих веществ; б) избыточная энергия (по сравнению со средней энергией молекул системы), необходимая для перехода системы в состояние активированного комплекса и протекания химической реакции; в) разность энергий прямой и обратной реакций; г) сумма потенциальной и кинетической энергий всех частиц в системе?

2. Какие столкновения между реагирующими частицами называются эффективными:
а) те, при которых не изменяется энергия частиц; б) те, которые происходят мгновенно; в) те, которые наблюдаются при прямом соударении частиц, а не по касательной; г) те, при которых частицы обладают избыточным запасом энергии, необходимым для взаимодействия между ними.

3. В соответствии с каким теоретическим утверждением определяется зависимость скорости реакции от температуры:
а) закон Гесса; б) правило Вант-Гоффа; в) закон Гульдберга–Вааге; г) принцип Ле-Шателье?
4. С повышением температуры на 20°С скорость большинства реакций возрастает в:
а) 2–4 раза; б) 4–16 раз; в) 8–64 раз; г) 1,5–2 раза.
5. Выберите утверждение относительно энергии, которую нужно сообщить молекулам, чтобы они стали активными:
а) барьер активации; б) энергия активации; в) порог активации; г) энтальпия реакции.
6. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры на 40 ^{0}С, если температурный коэффициент равен 2:
а) в 9 раз; б) в 16 раз; в) в 32 раза; г) в 64 раза?
7. Определите, как увеличится скорость реакции, для которой температурный коэффициент $\gamma = 2$, если температуру повысить на 30^0:
а) в 6 раз; б) в 2 раза; в) в 8 раз; г) в 60 раз?
8. Для некоторой реакции температурный коэффициент $\gamma = 3$. Как изменится скорость этой реакции при понижении температуры на 40^0:
а) уменьшится в 81 раз; б) уменьшится в 120 раз; в) увеличится в 120 раз; г) увеличится в 81 раз?

7.5 Катализ и катализаторы

Катализатор *– это вещество, которое увеличивает скорость реакции, количественно и качественно при этом не изменяясь. Явление изменения скорости реакции под воздействием катализатора называется* ***катализом.***

В некоторых случаях необходимо, наоборот, уменьшать скорость химических реакций, например, коррозию, взаимодействие водорода с фтором, которое в обычных условиях сопровождается взрывом, и т. д. Для этого используются другие вещества – ингибиторы.

Вещества*, которые* ***замедляют скорость*** *химических процессов, а сами при этом не изменяются, называются* ***ингибиторами.***

Катализаторы обладают интересными специфическими особенностями (рис. 7.10). Не изменяясь в процессе реакции, они уменьшают энергию активации, но при этом не влияют на изменение термодинамических функций (ΔH, ΔG, ΔS) и на состояние химического равновесия, в одинаковой мере увеличивая скорости как прямой, так и обратной реакций.



Рисунок 7.10 – Некоторые специфические особенности катализаторов

По агрегатному состоянию катализаторы бывают твердые, жидкие и газообразные, поэтому каталитические процессы делятся на *гомогенные* и *гетерогенные*.

Доказано, что в присутствии катализаторов химическая реакция протекает по другому пути, через другие промежуточные состояния. При этом энергия активации каталитической реакции $E_{A,к}$ ниже, чем энергия активации некаталитической реакции E_A, то есть молекулам реагентов для взаимодействия между собой нужно преодолеть более низкий энергетический барьер (рис. 7.11).

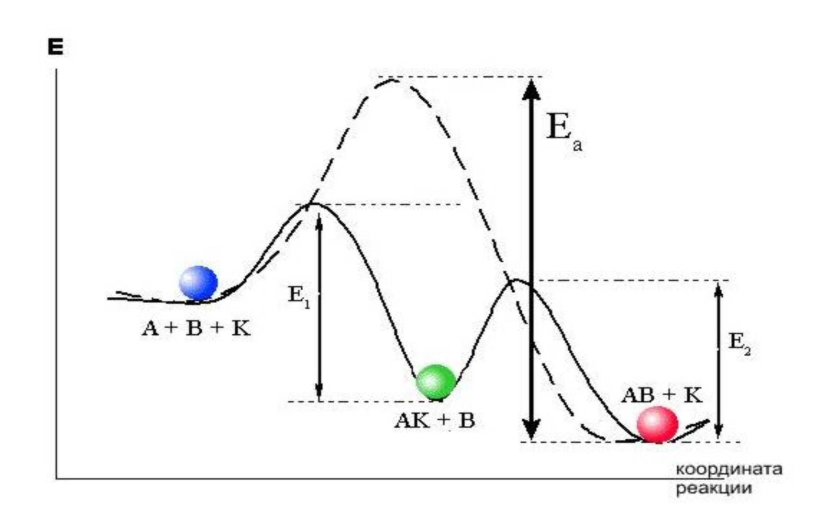


Рисунок 7.11 – Энергетическая диаграмма реакции между веществами А и В в присутствии катализатора К: на первой стадии образуется промежуточное нестойкое соединение одного из реагентов с катализатором (АК), а на второй – конечный продукт АВ и регенерированный катализатор К. Пунктирной кривой показана энергетическая схема этой же реакции без катализатора

При ***гомогенном катализе*** все реагирующие вещества находятся с катализатором в одной фазе (газообразной или жидкой). Механизм гомогенного катализа заключается в образовании промежуточных соединений реагента с катализатором. Так, реакция между реагентами А и В через промежуточное состояние АВ* проходит по уравнению

$$A + B \rightarrow AB^* \rightarrow AB,$$

а в присутствии катализатора может происходить через два (или более) промежуточных состояния по такой схеме:

$$A + K \rightarrow AK^* \rightarrow AK,$$
$$AK + B \rightarrow AKB^* \rightarrow AB + K.$$

Катализатор **К** сначала образует с одним из веществ **А** нестойкое промежуточное соединение – активированный комплекс **АК**, а затем катализатор вытесняется из **АК** вторым реагентом **В**.

В качестве примера гомогенного катализа можно рассмотреть реакцию окисления оксида серы (IV) $SO_{2(г)}$ кислородом $O_{2(г)}$ в присутствии катализатора $NO_{(г)}$ (рис. 7.12).

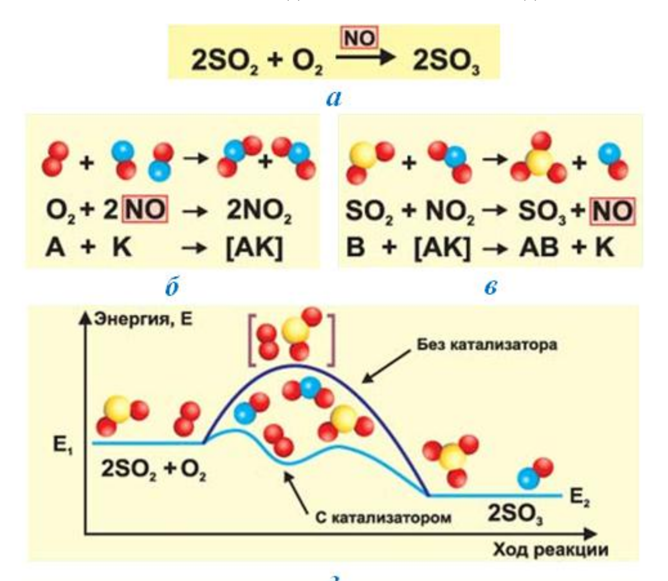


Рисунок 7.12 – Механизм гомогенного катализа: а) общее уравнение каталической реакции между реагентами $SO_{2(г)}$ и $O_{2(г)}$ в присутствии катализатора $NO_{(г)}$; б) первая стадия, в которой катализатор взаимодействует с одним из исходных веществ – кислородом и окисляется при этом до NO_2; в) на второй стадии происходит регенерация NO_2 при его взаимодействии с другим исходным веществом (SO_2) до возвращения первоначальной формы катализатора $NO_{(г)}$; г) энергетические схемы реакции $SO_{2(г)} + O_{2(г)}) \rightarrow \rightarrow SO_{3(г)}$ без катализатора и в его присутствии

К гомогенным каталитическим реакциям относятся многочисленные природные процессы, катализируемые *ферментами – биологическими катализаторами* (обычно это белковые молекулы), которые ускоряют многие реакции, протекающие в клетке, в десятки тысяч раз. Например, при обработке ран пероксидом водорода происходит сопровождаемое интенсивным шипением разложение препарата ($2H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2H_2O$) в результате каталитического действия фермента крови – каталазы, роль которой в организме заключается в поддержании оптимальной концентрации пероксидов в тканях человека и животных. Для сравнения: каталаза увеличивает скорость упомянутой реакции разложения H_2O_2 в 10^{10}раз, в то время как платина – в $1{,}2 \cdot 10^5$раз.

При ***гетерогенном катализе*** реагенты и катализаторы находятся в разных фазах и имеют границу раздела. Скорость гетерогенной каталитической реакции зависит от площади поверхности катализатора, поэтому обычно используют катализаторы с большой поверхностью или наносят их тонким слоем на пористый материал – уголь, силикагель и т. п. Типичным примером гетерогенного катализа является процесс окисления оксида серы (IV) $SO_{2(г)}$ кислородом $O_{2(г)}$ на поверхности твердого катализатора $V_2O_{5(тв)}$ (рис. 7.13).

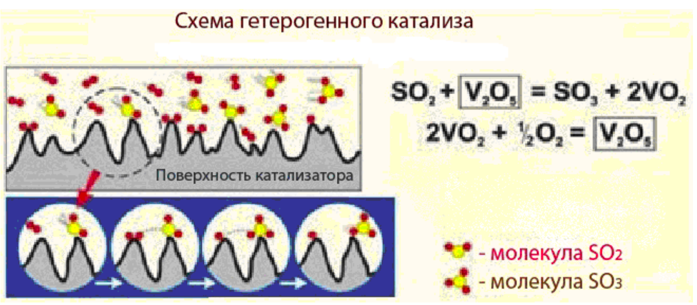


Рисунок 7.13 – Механизм гетерогенного катализа при окислении оксида серы (IV)

В качестве других примеров гетерогенного катализа можно привести синтез аммиака:

$$N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \xrightarrow{Fe_{(тв)}} 2NH_{3(г)},$$

разложения пероксида водорода в присутствии оксида MnO_2:

$$H_2O_2 \overset{MnO_2}{=} H_2O + 1/2O_2$$

или ускорение платиновым катализатором реакции гидрирования этилена (рис. 7.14):

$$C_2H_2 + H_2 \overset{Pt}{=} C_2H_6.$$

Важным свойством катализаторов является их ***селективность*** *– способность направлять взаимодействие между одними и теми же исходными веществами по разному пути*. Например:

$$C_2H_5OH \xrightarrow{[Al_2O_3,\ ThO_2]} C_2H_4 + H_2O,$$

$$C_2H_5OH \xrightarrow{[Ag,\ Cu]} CH_3CHO + H_2.$$

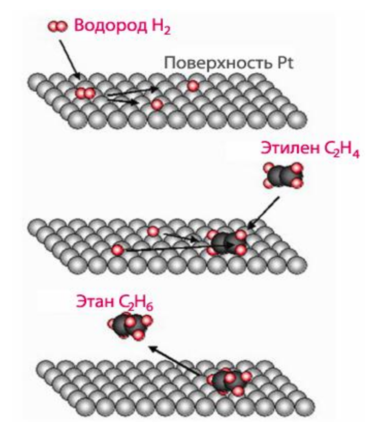


Рисунок 7.14 – Схема каталитического гидрирование этилена на платиновом катализаторе

Существуют *вещества, которые ухудшают каталитическую активность* – ***каталитические яды.*** Так, к каталитическим ядам платиновых катализаторов относятся соединения серы, мышьяка, ртути.

Катализаторы имеют важное значение, поскольку обеспечивают экономию энергии и сырья и помогают решать экологические проблемы (очистка сточных вод, промышленных и автомобильных выбросов). Применение катализаторов необходимо и при создании экологически чистых малоотходных технологий.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
ингибитор	інгібітор	inhibitor, stopping agent	inhibiteur de	المانع
катализ	каталіз	catalysis	catalyse	العامل المساعد
катализатор	каталізатор	catalyst	catalyste	الحفاز
каталитический яд	каталітична отрута	catalyst [contact] poison	poison catalytique	السام الحفاز
селективность	селективність	selectivity	sélectivite	الانتقائية

Контрольные вопросы

1. Что называется катализом, катализатором?
2. Что такое ингибитор?
3. Какими бывают катализаторы по агрегатному состоянию? На какие виды делится катализ?

4. Что называется селективностью катализатора?
5. Что такое каталитический яд?

Задания для самостоятельной работы

1. Выберите правильное утверждение о скорости химической реакции:
а) увеличивается при введении в реакционную систему ингибиторов; б) уменьшается при введении в реакционную систему катализатора; в) возрастает при снижении температуры; г) возрастает при повышении температуры.
2. Как называется вещество, которое участвует в протекании реакции и ускоряет ее, но само при этом не расходуется:
а) промотор; б) ингибитор; в) реагент; г) катализатор?
3. Выберите правильное утверждение относительно катализатора:
а) входит в состав продуктов реакции; б) не изменяет скорость реакции, но увеличивает энергию активации; в) изменяет скорость химической реакции; г) уменьшает теплоту образования продуктов реакции.
4. Выберите утверждение относительно ингибитора:
а) увеличивает скорость реакции; б) замедляет скорость реакции; в) не изменяет скорости реакции; г) служит реакционной средой для химических преобразований.
5. Какую функцию выполняет твердый MnO_2, при внесении которого в жидкий пероксид водорода происходит мгновенное разложение H_2O_2:
а) промотор; б) гомогенный катализатор; в) гетерогенный катализатор; г) ингибитор?
6. Благодаря какому фактору катализатор ускоряет протекание реакции:
а) повышению энергии активации; б) понижению энергии активации; в) увеличению теплового эффекта; г) уменьшению теплового эффекта.

7.6 Необратимые и обратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия

Учение о химическом равновесии тесно связано с понятием обратимых и необратимых процессов.

Необратимыми *называются* ***химические реакции****, которые* ***протекают только в прямом направлении*** *до полного расходования исходных реагентов.*

Условие необратимости химических реакций было рассмотрено раньше (см. раздел 5.1). Здесь только напомним, что для необратимых реакций характерны такие признаки:
а) образование в качестве продуктов реакции осадка или газа;
б) образование малодиссоциирующих соединений, которые почти не распадаются на ионы (к ним относятся вода, слабая кислота или слабое основание, органические вещества);
в) выделение очень большого количества теплоты (горение, взрыв).

Обратимыми *называются реакции, которые* ***протекают в прямом и в обратном направлении.***

Итак, главный отличительный признак обратимых реакций ($\leftrightarrow$ или $\Leftrightarrow$) – возможность протекания прямой ($\rightarrow$) и обратной ($\leftarrow$) реакций.

Химическим равновесием *называется такое состояние системы, при котором* ***концентрации всех веществ остаются неизменными,*** *а* ***скорости прямой и обратной реакций равны*** *между собой.*

Химическое равновесие имеет *динамический характер*. Это означает, что неизменность концентрации каждого вещества в равновесной системе обеспечивается не прекращением взаимодействия, а равенством скоростей прямой и обратной реакций (рис. 7.15).

Рисунок 7.15 – Обратимые реакции

Динамический характер имеет химическое равновесие и при фазовых переходах:

- *испарение* ↔ *конденсация*, *кристаллизация* вещества из раствора ↔ *растворение* кристаллов (рис. 7.16 а);
- *сублимация* паров из твердой фазы ↔ *кристаллизация* вещества из газообразного состояния в твердое (рис. 7.17 в);
- при химическом процессе *димеризация* молекул ↔ *распад* димера на отдельные молекулы (рис. 7.16 б), как в случае перехода $2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$.

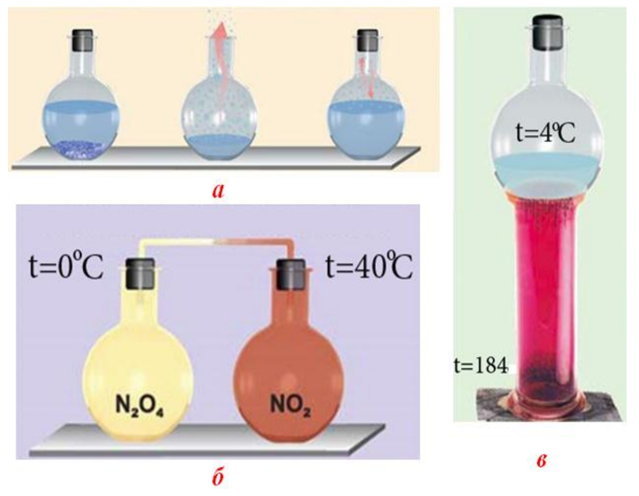


Рисунок 7.16 – Динамический характер химического равновесия при фазовых и полиморфных переходах: а) кристаллы медного купороса в равновесии с раствором $CuSO_4$ (слева) и с парами (справа); б) равновесие между молекулами NO_2 и димерами N_2O_4; в) равновесие между твердым йодом $I_{2(к)}$ и парами йода $I_{2(г)}$

При химическом *равновесии концентрации (или парциальные давления в случае газов) исходных веществ и продуктов реакции, которые не изменяются на протяжении времени, называются* ***равновесными концентрациями*** (или равновесными парциальными давлениями).

Напомним, что *парциальным* (P'_i) *называется такое давление индивидуального газа в газовой смеси, которое создавал бы этот газ, если бы один занимал весь объем, занятый смесью газов*. Для реакции общего вида

$$aA + bB \leftrightarrow lL + mM$$

скорости прямой (ϑ_1) и обратной (ϑ_2) реакций в соответствии с законом действующих масс равны:

$$\vartheta_1 = k_1 [A]^a \cdot [B]^b,$$
$$\vartheta_2 = k_2 [L]^l \cdot [M]^m.$$

Но в состоянии химического равновесия соблюдается равенство скоростей прямой и обратной реакций $\vartheta_1 = \vartheta_2$, поэтому можно приравнять и правые части уравнений:

$$k_1 [A]^a \cdot [B]^b = k_2 [L]^l \cdot [M]^m.$$

Разделив обе части полученного равенства сначала на k_2, а затем – на произведение концентраций исходных веществ $[A]^a \cdot [B]^b$ и произведя соответствующие сокращения, получим

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[L]^l \cdot [M]^m}{[A]^a \cdot [B]^b}.$$

При данной температуре константы скорости прямой k_1 и обратной k_2 реакций являются постоянными величинами, поэтому их отношение k_1/k_2 – тоже постоянная величина, которая обозначается большой буквой К и называется ***константой равновесия***:

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[L]^l \cdot [M]^m}{[A]^a \cdot [B]^b}.$$

Аналогичный вид будет иметь константа равновесия для газофазных реакций с использованием парциальных давлений газов (P′):

$$K_p = \frac{(P'_L)^l \cdot (P'_M)^m}{(P'_A)^a \cdot (P'_B)^b}.$$

Уравнение для констант равновесия K_c и K_p – это варианты математического выражения ***закона действующих масс для состояния равновесия***:

при постоянной температуре отношения произведений равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных веществ в степенях, равных коэффициентам (или, точнее, частным порядкам по реагенту), является постоянной и называется ***константой равновесия***.

Пример 7.8. Запишите выражение константы равновесия для обратимых процессов: а) $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \leftrightarrow 2NH_{3(г)}$; б) $2Fe(OH)_{3(т)} + 6HCl_{(р)} \leftrightarrow 2FeCl_{3(р)} + 3H_2Ol_{(ж)}$.
Решение. а) Для гомогенной системы в выражение константы равновесия вносятся концентрации всех веществ: те, что в уравнии реакции записаны слева, приводятся в знаменателе, а те, что справа, – в числителе:

$$K = \frac{[NH_{3(г)}]^2}{[N_{2(г)}] \cdot [H_{2(г)}]^3},$$

б) для гетерогенных реакций концентрация тверой фазы считается постоянной, поэтому ее не указывают в выражении константы равновесия:

$$K = \frac{[FeCl_{3(р)}]^2 \cdot [H_2Ol_{(ж)}]^3}{[HCl_{(р)}]^3}.$$

Полученное выражение имеет оценочный характер, т. к. для более точного определения константы равновесия концентрации веществ нужно возводить в степени, равные частным порядкам реакции по каждому реагенту, а не тем коэффициентам, что стоят в уравнении реакции.

Пример 7.9. Равновесие в системе $2Cl_{2(г)} + 2H_2O_{(г)} \leftrightarrow 4HCl_{(г)} + O_{2(г)}$ установилось при таких концентрациях (моль/л): $[Cl_2] = 0,8$; $[H_2O] = 2,4$; $[HCl] = 1,2$; $[O_2] = 1,4$. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации Cl_2 и H_2O, считая, что в начале реакции хлороводород в системе отсутствовал.
Решение. Согласно закону действующих масс константа равновесия равна

$$K = \frac{[HCl]^4 \cdot [O_2]}{[Cl]^2 \cdot [H_2O]^2} = \frac{1,2^4 \cdot 1,4}{0,8^2 \cdot 2,4^2} = 0,788.$$

Обозначим концентрацию израсходованного Cl_2 через x и составим пропорцию с учетом коэффициентов в уравнении реакции:

2моль Cl_2 ——————————→ 4 моль HCl,
x моль/л Cl_2 ——————————→ 1,2моль/л HCl,

откуда получаем значение

$$x = \frac{2 \cdot 1,2}{4} = 0,6моль/л.$$

Поскольку к моменту установления равновесия израсходовано 0,6моль/л Cl_2, то его исходная концентрация была

$[Cl_2]_{исх} = [Cl_2] + x = 0,8 + 0,6 = 1,4$ моль/л.

Перед формулами H_2O и Cl_2 в уравнении реакции стоят одинаковые коэффициенты, поэтому можно сделать вывод, что израсходованная концентрация H_2O тоже равна 0,6 моль/л. Тогда исходная концентрация водяного пара $[H_2O]_{исх} = [H_2O] + x = 2,4 + 0,6 = 3,0$ моль/л.

Пример 7.10. Вычислите равновесные концентрации веществ в системе $CO_{(г)}+H_2O_{(г)} \leftrightarrow CO_{2(г)} + H_{2(г)}$ при 1023 К, если $K_C = 1$, а исходные концентрации $[CO]_{исх} = 3$ моль/л; $[H_2O]_{исх} = 3$ моль/л.
Решение. Поскольку начальные концентрации продуктов не указаны, то считаем, что они были равны нулю: $[CO_2]_{исх} = 0$; $[H_2O]_{исх} = 0$. Предположим, что концентрация CO_2 увеличилась на *x* моль/л, тогда равновесная концентрация $[CO] = 0 + x = x$.

Из уравнения реакции видно, что на такую же величину возросла и концентрация водорода $[H_2]=0+x=x$ и уменьшились концентрации исходных веществ, то есть $[CO] = 3 – x$ и $[H_2O] = 3 – x$.

Подставим равновесные концентрации в уравнение закона действующих масс:

$$K_c = 1 = \frac{[CO_2] \cdot [H_2]}{[CO] \cdot [H_2O]} = \frac{x \cdot x}{(3-x)(3-x)}.$$

Откуда $9 – 6x + x^2 = x^2$, $6x = 9$, $x = 1,5$.

Итак, значения равновесных концентраций равны:

$[CO] = 1,5$ моль/л; $[H_2] = 1,5$ моль/л;

$[H_2O] = 3 - x = 1,5$ моль/л; $[CO_2] = 3 - x = 1,5$ моль/л.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
динамический	динамічний	dynamic	dynamique	ديناميكي
обратимый	зворотний	reversible	reversible	عكسي
обратная реакция	зворотна реакція	back reaction	réaction inverse	العكسي رد الفعل
парциальное давление	парціальний тиск	partial pressure	pression partielle	الضغط الجزئي
прямая реакция	пряма реакція	direct reaction, forward reaction, straight reaction	réaction dirècte	المباشر رد الفعل
равновесный	рівноважний	equilibrium	équilibre	توازن
химическое равновесие	хімічна рівновага	chemical equilibrium	chémical équilibre	التوازن الكيميائي

Запомните!

1. Для гомогенной системы в выражение константы равновесия вносятся концентрации всех веществ: те, что в уравнении реакции записаны слева, приводятся в знаменателе, а те, что справа, – в числителе.

2. Для гетерогенных реакций концентрация твердой фазы считается постоянной, поэтому ее не указывают в выражении константы равновесия.

Контрольные вопросы

1. Какие реакции называются обратимыми, а какие – необратимыми?

2. Дайте определение понятию «химическое равновесие».

3. В чем состоит динамический характер химического равновесия?

4. Какие концентрации называются равновесными?

5. Что характеризует константа химического равновесия?

6. Сформулируйте закон действующих масс для состояния химического равновесия.

Задания для самостоятельной работы

1. Запишите выражения констант равновесия для таких систем:
   а) $CH_4 + CO_2 \Leftrightarrow 2CO + 2H_2$; б) $CO+H_2O_{(г)} \Leftrightarrow CO_2+H_2$;
   в) $2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl$; г) $2H_2O_{(г)} \Leftrightarrow 2H_{2(г)} + O_{2(г)}$;
   д) $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \Leftrightarrow 2NH_{3(г)}$; е) $H_{2(г)} + CI_{2(г)} \Leftrightarrow 2HCl_{(г)}$;
   ж) $CH_{4(г)} + H_2O_{(г)} \Leftrightarrow CO_{(г)} + 3H_{2(г)}$.
2. Выберите правильное утверждение относительно скорости прямой реакции в состоянии равновесия:
   а) равна нулю; б) превышает скорость обратной реакции; в) равна скорости обратной реакции; г) меньше скорости обратной реакции.
3. Выберите аргумент, доказывающий динамический характер химического равновесия:
   а) на состояние химического равновесия могут влиять внешние факторы; б) неизменность равновесных концентраций объясняется не отсутствием химического взаимодействия между веществами, а равенством скоростей прямой и обратной реакций; в) изменение внешних факторов приводит к смещению химического равновесия; г) химическое равновесие динамично реагирует на изменение температуры, давления и концентрации.
4. От каких факторов зависит константа равновесия:

а) состав и агрегатное состояние веществ; б) концентрация; в) катализатор; г) температура?

5. Чем объясняется, что при неизменных внешних условиях (P,T = const) константа химического равновесия, значение которой рассчитывается на основании равновесных концентраций, не зависит от самих концентраций:

   а) в состоянии равновесия концентрации веществ остаются постоянными, поэтому отношение произведения концентраций тоже является постоянной величиной; б) константа равновесия связана с энергией Гиббса уравнением изотермы; в) константа химического равновесия рассчитывается по закону действующих масс; г) константа химического равновесия зависит от температуры и давления?

6. Укажите правильное выражение константы равновесия К для системы $CO_{(г)} + 3H_{2(г)} \Leftrightarrow CH_{4(г)} + H_2O_{(г)}$:

   а) $\frac{[CH_4]}{[H_2]^3}$; б) $\frac{[H_2O]}{[H_2]^3}$; в) $\frac{[CH_4]}{[CO]}$; г) $\frac{[CH_4]\cdot[H_2O]}{[CO]\cdot[H_2]^3}$.

7. Укажите правильное выражение константы равновесия К для гетерогенной системы $3C_{(т)} + 2H_{2(г)} \Leftrightarrow CH_{4(г)} + 2CO_{2(г)}$:

   а) $\frac{[CH_4]\cdot[CO_2]^2}{[C]^3\cdot[H_2]^2}$; б) $\frac{[CH_4]\cdot[CO]^2}{[H_2]^2}$; в) $\frac{[CH_4]}{[H_2]^2}$; г) $\frac{[CO]^2}{[C]^3\cdot[H_2]^2}$.

7.7 Влияние внешних факторов на химическое равновесие. Принцип Ле Шателье

Состояние химического равновесия при постоянных условиях может сохраняться очень долго. При изменении внешних условий состояние равновесия нарушается:

изменение концентраций, вызванное нарушением состояния равновесия, называется ***смещением,*** *или* ***сдвигом химического равновесия.***

Изменение внешних факторов может по-разному влиять на скорость прямой и обратной реакции, поэтому химическое равновесие смещается в ту или иную сторону.

Если прекратить внешнее воздействие, то через некоторое время в системе снова установится равновесие, но уже при других концентрациях.

Направление смещения равновесия в зависимости от действия внешних факторов определяется ***принципом Ле-Шателье***:

если на систему*, которая находится* ***в состоянии равновесия, подействовать*** *внешним* ***фактором****, то* ***равновесие смещается в направлении процесса, ослабляющего это действие.***

Для примера рассмотрим газофазную равновесную систему

$$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3.$$

Если в системе увеличить общее давление (сжать смесь), то равновесие нарушится, в системе начнут протекать процессы, которые приведут к уменьшению давления. Но давление пропорциональное числу молекул. Из равнения реакции видно, что в результате протекания прямой реакции количество молекул газов уменьшается от 4 моль до 2 моль, а в результате обратной реакции – наоборот, увеличивается от 2 моль до 4 моль. Следовательно, общее давления уменьшится, если равновесие сместится в направлении протекания прямой реакции. При уменьшении общего давления в этой системе равновесие сместится в направлении протекания обратной реакции, которая приводит к увеличению количества молекул газов, то есть к увеличению давления.

Для определения направления смещения равновесия при изменении температуры необходимо знать тепловой эффект реакции (ΔH) и помнить, что при экзотермической реакции теплота выделяется и температура повышается, а при эндотермической реакции температура падает за счет поглощения теплоты. Например, в системе

$$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3,\ \Delta H_{298} = -92{,}4\ \text{КДж/моль}$$

при повышении температуры равновесие сместится в сторону обратной (эндотермической) реакции, а при понижении температуры – в сторону прямой (экзотермической) реакции.

Из принципа Ле-Шателье вытекает ряд общих ***следствий***:

- ***при увеличении концентрации одного из веществ*** *равновесие смещается* ***в сторону расходования этого вещества****, при уменьшении концентрации – в сторону его образования;*
- *при* ***повышении температуры*** *равновесие системы смещается* ***в направлении протекания эндотермической*** *реакции, а* ***при снижении*** *– в сторону* ***экзотермической;***
- ***повышение давления*** *приводит к смещению равновесия в сторону образования меньшего количества молекул газа (т. е. веществ, занимающих меньший объем), а при* ***снижении давления*** *– в сторону образования* **большего количества молекул газа*****;***
- *если объем системы во время реакции не изменяется, то изменение давления не влияет на состояние равновесия;*
- ***катализатор****, одинаково ускоряя и прямую, и обратную реакции****, не смещает*** *равновесие, но способствует более быстрому его достижению.*

Очень наглядным примером смещения химического равновесия под воздействием внешних факторов может служить равновесная система

$$2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4 + Q$$

благодаря разному окрашиванию составных частей: газ N_2O_4 – бесцветный, NO_2 – буро-оранжевый, а равновесная смесь, состоящая из NO_2 и N_2O_4, – желтая (рис. 7.17 а).

Из уравнения реакции видно, что прямая реакция (экзотермическая) сопровождается выделением теплоты. В соответствии с принципом Ле-Шателье повышение температуры смещает равновесие в сторону протекания обратной (эндотермической) реакции, в результате которой увеличивается количество NO_2, а цвет приобретает более темный буро-оранжевый оттенок. И, напротив, охлаждение равновесной смеси приводит к ускорению прямой реакци – образованию бесцветного N_2O_4 (рис. 7.17 б).

Разное количество молекул газа в левой и правой частях уравнения свидетельствует и о влиянии давления: его повышение смещает равновесие в сторону прямой реакции (т. е. в сторону N_2O_4), при которой образуется меньшее количество молекул газа, поэтому окрашивание становится значительно бледнее. Понижение давления в равновесной системе ($2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$) смещает равновесие в сторону обратной реакции, дающей большее количество молекул газа (т.е. в сторону NO_2), а окрашивание становится более интенсивным (рис. 7.17 в).



Рисунок 7.17 – Смещение равновесия в системе $2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4+Q$: а) цвет индивидуальных газов NO_2, N_2O_4 и их равновесной смеси; б) влияние температуры; в) влияние давления

Пример 7.12. Как влияет повышение давления на химическое равновесие в обратимой системе:

$$Fe_3O_{4\,(т)} + CO_{(г)} \leftrightarrow 3FeO_{(т)} + CO_{2\,(г)}?$$

Решение. Запишем выражения для скоростей прямой (ϑ_1) и обратной (ϑ_2) реакций:

$$\vartheta_1 = k_1\,[CO]; \qquad \vartheta_2 = k_2\,[CO_2].$$

Скорости прямой и обратной реакций не зависят от концентрации твердых веществ, а число молекул газа в левой и правой частях уравнения химической реакции одинаково, поэтому измениние давления одинаково изменяет скорость как прямой, так и обратной реакций и смещения равновесия не происходит.

Пример 7.13. В каком направлении будет смещаться равновесие в гомогенной газофазной системе $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow SO_3$, если при постоянной температуре общее давление увеличить в 4 раза?

Решение. В соотвествии с законом действующих масс скорости прямой ($\vartheta_{пр}$) и обратной ($\vartheta_{обр}$) реакций выражаются с помощью кинетических уравнений:

$$\vartheta_{пр} = k_1 \cdot [SO_2]^2 \cdot [O_2],$$
$$\vartheta_{обр} = k_2 \cdot [SO_3]^2.$$

Увеличение объема в 4 раза влечет за собой увеличение концентрации каждого вещества в системе тоже в 4 раза. Тогда скорости прямой ($\vartheta'_{пр}$) и обратной ($\vartheta'_{обр}$) реакций возрастут так:

$$\vartheta'_{пр} = k_1 \cdot (4[SO_2])^2 \cdot 4[O_2] = 64k_1 \cdot [SO_2]^2 \cdot [O_2] = 64\vartheta_{пр},$$
$$\vartheta'_{обр} = k_2 \cdot (4[SO_3])^2 = 16k_2 \cdot [SO_3]^2 = 16\vartheta_{обр}.$$

Из расчетов видно, что при увеличении давления в системе в 4 раза скорость прямой реакции возросла в 64 раза, а скорость обратной – только в 16 раз. Из этого следует, что химическое равновесие смещается в сторону протекания прямой реакции.

Пример 7.14. Как будет смещаться равновесие в системе $CH_4 + 2H_2O_{(г)} \leftrightarrow CO_2 + 4H_2$, $\Delta H > 0$ при добавлении CH_4; при увеличении давления; при повышении температуры?

Решение. Если в систему прибавить метан CH_4 (увеличить его концентрацию), ускорится прямая реакция и равновесие будет смещаться вправо. Ускорение прямой реакции приведет к увеличению концентрации продуктов реакции CO_2 и H_2 и уменьшению концентрации водяного пара. Процесс будет протекать до тех пор, пока не установится новое равновесие с такими концентрациями всех компонентов, чтобы соотношение между ними, определяемое константой равновесия, оставалось постоянным.

Согласно принципу Ле-Шателье увеличение общего давления в системе смещает равновесие в сторону уменьшения давления, т. е. в сторону уменьшения количества молей газа, что достигается при протекании обратной реакции (слева $\sum\nu=3$ моль, справа $\sum\nu=5$ моль).

Поскольку прямая реакция эндотермическая ($\Delta H > 0$), то, как следует из принципа Ле-Шателье, повышение температуры в системе будет смещать равновесие вправо – именно в сторону эндотермической реакции.

Пример 7.15. Вычислите константу равновесия в газофазной системе $2NO_2 \leftrightarrow 2NO + O_2$, если равновесные концентраци NO_2 и NO равны 0,06 моль/л и 0,24 моль/л соответственно. Какой была начальная концентрация NO_2?

Решение. Из сопоставления коэффициентов в уравнении реакции перед формулами веществ видно, что количество вещества O_2 в два раза меньше, чем количество вещества NO. Следовательно,

$$[O_2] = 1/2[NO] = 1/2 \cdot 0{,}24 = 0{,}12 \text{ моль/л}.$$

Подставим равновесные концентрации в выражение константы равновесия:

$$K = \frac{[NO]^2 \cdot [O_2]}{[NO_2]^2} = \frac{0{,}24^2 \cdot 0{,}12}{0{,}06^2} = 1{,}92.$$

Как следует из уравнения реакции, $\nu(NO_2) = \nu(NO)$, поэтому равновесная концентрация NO равна концентрации NO_2, израсходованного на протекание реакции до состояния равновесия, т. е. $[NO_2]_{реакц}$ = = $[NO]_{равн}$ = 0,24 моль/л. Значит, начальная концентрация складывается из имеющегося к моменту равновесия и прореагировавшего NO_2:

$$[NO_2]_{нач} = [NO_2]_{реакц} + [NO_2]_{равн} = 0{,}24 + 0{,}06 = 0{,}30 \text{ моль/л}.$$

Ключевые слова и термины

Русский	**Украинский**	**Английский**	**Французский**	**Арабский**
принцип Ле-шателье	принцип Ле-шательє	le chatelier's principle	principe de le chatelieu	مبدأ لي-شاتيل
расходование	витрачання	spending, expense	dépense	الإنفاق
смещение	зміщення	shift	transfermation	وردية
химическое равновесие	хімічна рівновага	chemical equilibrium	chémical équilibre	التوازن الكيميائي

Запомните!

1. *При определении направления смещения равновесия в результате изменения давления следует обращать внимание только на молекулы газообразных веществ.*
2. *При определении направления смещения равновесия при изменении температуры важен лишь знак энтальпии реакции.*

Контрольные вопросы

1. Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?
2. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.
3. В каком направлении смещается равновесие в газофазной системе при повышении давления, при понижении давления?
4. В каком направлении смещается равновесие при повышении температуры, при понижении температуры?
5. В каком направлении смещается равновесие при увеличении концентрации исходного вещества, продукта реакции?
6. В каком направлении смещается равновесие при уменьшении концентрации исходного вещества, продукта реакции?
7. В каком направлении смещается равновесие при добавлении в равновесную систему катализатора?
8. В каком направлении будет смещаться равновесие при увеличении давления в заданных равновесных системах:

   а) $CH_4 + CO_2 \Leftrightarrow 2CO + 2H_2$; б) $CO+H_2O_{(г)}\Leftrightarrow CO_2+H_2$;
   в) $2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl$; г) $2H_2O_{(г)} \Leftrightarrow 2H_{2(г)} + O_{2(г)}$;
   д) $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \Leftrightarrow 2NH_{3(г)}$; е) $H_{2(г)} + CI_{2(г)} \Leftrightarrow 2HCl_{(г)}$;
   ж) $CH_{4(г)} + H_2O_{(г)} \Leftrightarrow CO_{(г)} + 3H_{2(г)}$?

Задания для самостоятельной работы

1. Выберите правильное утверждение относительно скорости прямой реакции в состоянии равновесия:
   а) равна нулю; б) превышает скорость обратной реакции; в) равна скорости обратной реакции; г) меньше скорости обратной реакции.

2. Как изменяется скорость обратной реакции в равновесной системе при увеличении концентрации исходных веществ:
   а) увеличивается; б) уменьшается; в) не изменяется; г) сначала уменьшается, потом увеличивается?

3. В каком направлении смещается химическое равновесие в системе при добавлении катализатора:
   а) в сторону прямой реакции; б) в сторону обратной реакции; в) равновесие не смещается; г) сначала в сторону прямой реакции, а затем – в обратную сторону?

4. Как и почему следует изменить температуру для увеличения выхода водорода в гомогенной газофазной системе $CH_4 + CO_2 \Leftrightarrow 2CO + 2H_2$; $\Delta H > 0$:
   а) температуру следует понизить, тогда равновесие сместится в сторону образования большего количества молекул газа; б) изменение температуры не будет смещать равновесие; в) температуру следует повысить, т. к. повышение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции; г) температуру следует сначала повысить, а затем понизить – таким образом можно регулировать скорость реакции?

5. В сторону какой реакции смещается химическое равновесие в газофазной системе при понижении давления:
   а) в сторону гетерогенной реакции; б) в сторону экзотермической реакции; в) в сторону образования большего количества молекул газа; г) в сторону образования меньшего количества молекул газа?

6. В каком направлении будет смещаться равновесие при повышении температуры в системе $2C + O_2 \Leftrightarrow 2CO$, $\Delta H<0$:
   а) в сторону обратной реакции; б) в сторону прямой реакции; в) сначала в сторону прямой реакции, затем в сторону обратной реакции; г) равновесие не смещается?

7. Как и почему изменение давления влияет на состояние химического равновесия в системе $Fe_3O_{4(т)}+4H_{2(г)}\Leftrightarrow 3Fe_{(т)}+4H_2O_{(г)}$:

а) повышение давления смещает равновесие в сторону образования меньшего количества молекул газа; б) изменение давления не смещает равновесие в данной гетерогенной системе, т. к. количества молекул газа исходных веществ и продуктов реакции одинаковы; в) понижение давления смещает равновесие в сторону образования большего числа молекул газа; г) повышение давления приводит к соответствующему увеличению концентраций всех веществ в системе, поэтому равновесие смещается в сторону расходования того вещества, концентрация которого увеличилась в наибольшей степени?

8. В какой реакции повышение давления в системе приводит к увеличению выхода продуктов реакции:

а) $2H_2O_{(г)} \Leftrightarrow 2H_{2(г)} + O_{2(г)}$; б) $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \Leftrightarrow 2NH_{3(г)}$;
в) $CaCO_{3(т)} \Leftrightarrow CaO_{(т)} + CO_{2(г)}$; г) $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \Leftrightarrow CO_{2(г)} + H_{2(г)}$?

9. В какой системе повышение давления смещает равновесие в сторону образования продуктов реакции:

а) $H_{2(г)} + CI_{2(г)} \Leftrightarrow 2HCl_{(г)}$; б) $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \Leftrightarrow CO_{2(г)} + H_{2(г)}$;
в) $CH_{4(г)} + H_2O_{(г)} \Leftrightarrow CO_{(г)} + 3H_{2(г)}$; г) $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \Leftrightarrow 2SO_{2(г)}$?

10. В какой системе понижение температуры смещает равновесие в сторону образования исходных веществ:

а) $CH_4 + H_2O \Leftrightarrow CO + 3H_2$, $\Delta H > 0$; б) $3H_2 + N_2 \Leftrightarrow 2NH_3$, $\Delta H < 0$;
в) *н*-$C_4H_{10} \Leftrightarrow$ *изо*-C_4H_{10}, $\Delta H = 0$; г) $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \Leftrightarrow 2SO_{2(г)}$, $\Delta H < 0$?

11. В какой системе изменение давления не влияет на смещение химического равновесия:

а) $2H_{2(г)} + CO_{(г)} \Leftrightarrow CH_3OH_{(г)}$; б) $3H_{2(г)} + N_{2(г)} \Leftrightarrow 2NH_{3(г)}$;
в) $CaCO_{3(тв)} \Leftrightarrow CaO_{(тв)} + CO_{2(г)}$; г) $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \Leftrightarrow CO_{2(г)} + H_{2(г)}$?

12. В каком направлении будет смещаться равновесие при повышении давления в системе $CH_{4(г)} + H_2O_{(г)} \Leftrightarrow CO_{(г)} + 3H_{2(г)}$:

а) равновесие не смещается; б) в сторону обратной реакции; в) в сторону прямой реакции; г) сначала в сторону прямой реакции, затем в сторону обратной реакции?

Раздел 8 РАСТВОРЫ

8.1 Истинные растворы

> ***Раствор** – это **гомогенная** устойчивая **система** переменного состава, состоящая из нескольких компонентов: **растворителя, растворенного вещества** (одного или нескольких) и **продуктов их взаимодействия**.*

Растворенное вещество в растворах находится в виде молекул или ионов (т. е. размер частиц не превышает 10^{-9}м).

Отличительные признаки истинных растворов: прозрачность и высокая устойчивость, поэтому они не разделяются на составные части в течение продолжительного времени.

У растворов есть как общие черты с механическими смесями и химическими соединениями, так и отличия от них. Подобно механическим смесям растворы могут иметь переменный состав. Но в отличие от них растворы нельзя разделить на компоненты простыми физическими методами (фильтрованием, отстаиванием и т. п.). В зависимости от агрегатного состояния растворы делятся на три группы:

1. Газообразные растворы – это **смесь невзаимодействующих газов.** Например, воздух, природный газ, смеси CO и CO_2, N_2 и NO и др. (рис. 8.1 а).

2. Жидкие растворы – это гомогенные системы, образованные **при растворении газообразных, жидких или твердых веществ в жидком растворителе**, которым может быть вода (рис. 8.1б), жидкий аммиак, безводная серная кислота и другие жидкости или органические соединения (метанол, ацетон, бензол, тетрахлорметан и т. п.).

В жидких растворах протекает большинство реакций, поскольку в них создаются оптимальные условия для перемещения и сближения молекул. Важнейшее значение среди жидких растворов имеют системы, в которых растворителем является вода, т. к. в них протекают биологические, геологические, химические и технологические процессы (получение кислот, солей, щелочей). Все природные воды являются растворами.

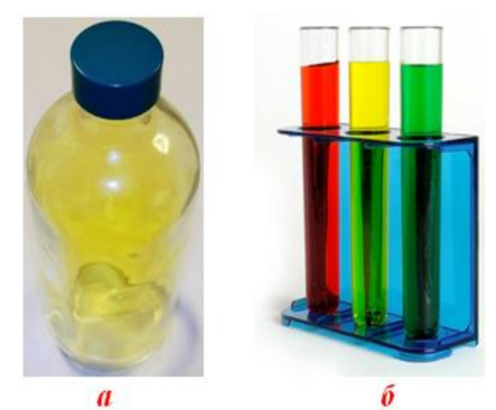


Рисунок 8.1 – Агрегатное состояние растворов: а) газообразное; б) жидкое

3. Твердые растворы, которые могут быть образованы солями, металлами или оксидами. В твёрдых растворах **растворителем** считается **вещество**, которое **сохраняет свою кристаллическую структуру.**

Твердые растворы делятся на два типа:

- *твердые растворы замещения* – образуются при кристаллизации жидких растворов или паров веществ, компоненты которых имеют однотипную кристаллическую решетку, а их частицы близки по размерам (рис. 8.2 а). Например, твердые растворы замещения могут образовываться при совместной кристаллизации из расплавов KCl и KBr, Au и Ag или из паров Au и Pt, Si и Ge, K_2SO_4 и K_2Se_4;
- *твердые растворы внедрения* – образуются при закреплении молекул, атомов или ионов одного вещества в пустотах кристаллической решетки другого вещества (рис. 8.2 б). Например, твердый раствор углерода в железе (сталь).

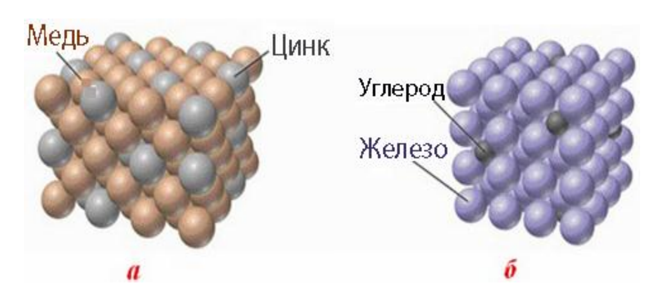


Рисунок 8.2 – Кристаллическая структура твердых растворов: а) твердый раствор замещения; б) твердый раствор внедрения

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
кристаллическая структура	кристалічна структура	crystal(line) structure	structure de crystal	التركيب البلوري
механическая смесь	механічна суміш	mechanical mixture	mélange mécanique	خليط من الميكانيكية
отстаивание	відстоювання	desilting	régler	استقرار
раствор	розчин	solution	solution	حل
растворенное вещество	розчинена речовина	permeate, solute	soluté	المذاب
растворитель	розчинник	(dis)solvent	dissolvant	مذيب
фильтрование	фільтрування	filtering	filtrage	تصفية

Запомните!

1. *Растворенное вещество в растворах находится в виде молекул или ионов (размер частиц не превышает 10^{-9}м).*
2. *Отличительными признаками жидких и газообразных растворов являются прозрачность и устойчивость.*

Контрольные вопросы

1. Дайте определение понятиям «раствор», «растворимость», «растворенное вещество», «растворитель».
2. На какие типы по агрегатному состоянию подразделяются растворы? Приведите примеры.

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильных может быть один или несколько

1. Выберите утверждение, характеризующее раствор:
   а) вещество в жидком состоянии; б) химическое соединение; в) однородная смесь веществ; г) гетерогенная система.
2. На какие группы разделяются растворы по агрегатному состоянию:
   а) грубодисперсные, среднедисперсные, тонкодисперсные; б) насыщенные, ненасыщенные, пересыщенные; в) разбавленные и концентрированные; г) газообразные, жидкие, твердые?
3. Что называется истинным раствором, или просто раствором:
   а) гомогенная система, состоящая из растворителя, растворенных веществ и продуктов их взаимодействия; б) система, в которой одна жидкость равномерно распределена в другой жидкости; в) система, в которой частицы газа размером *более* 10^{-6}м равномерно распределены в жидкости; г) система, в которой твердые частицы размером 10^{-6}м равномерно распределены в газе?
4. В истинных растворах размер растворенных частиц колеблется в пределах (м):
   а) 10^{-9}–10^{-10}; б) 10^{-1}–10^{-2}; в) 10^{-6}–10^{-7}; г) 1,0–10.

8.2 Образование растворов

Образование растворов происходит при растворении вещества в растворителе. Современная теория представляет процесс растворения как сложную совокупность физико-химических явлений, среди которых выделяют *три основных этапа*.

1. Разрушение структуры вещества (химических и межмолекулярных связей). Этот этап требует затраты энергии, поэтому он сопровождается поглощением теплоты и увеличением энтальпии системы: $\Delta H_{разр} > 0$.

2. Химическое взаимодействие растворителя с частицами вещества – сольватация (или ***гидратация***, если растворителем является вода). При этом образуются ***сольваты*** или ***гидраты –*** *нестойкие химические соединения частиц растворенного вещества с молекулами растворителя или воды в случае образования гидратов* (рис. 8.3).

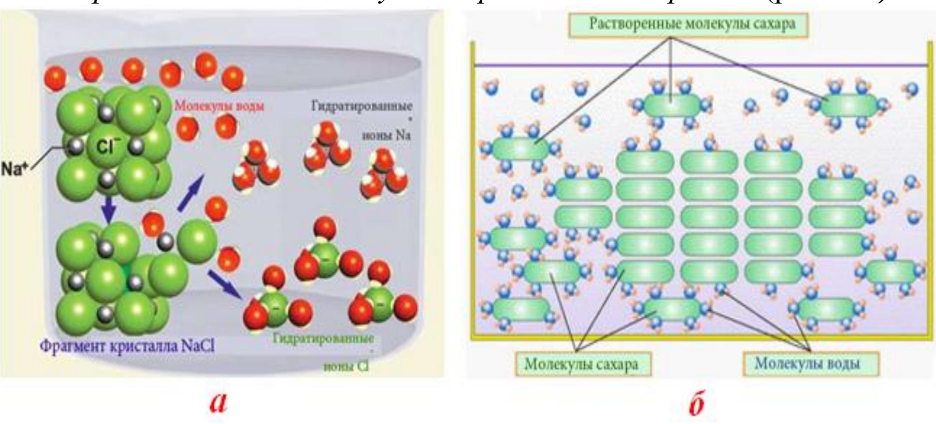


Рисунок 8.3 – Схема гидратации частиц при раство-рении веществ:
а) с ионной крис-таллической структурой;
б) с молекулярной кристаллической структурой

Сольватация (гидратация) является химическим взаимодействием, что подтвержается появлением признаков химических реакций при ее протекании: выделение теплоты и часто изменение окрашивания растворов. При образовании сольватов (гидратов) возникают новые связи и высвобождается энергия (выделяется теплота), следовательно, энтальпия системы уменьшается: $\Delta H_{сольв} < 0$.

3. Самопроизвольное равномерное распределение сольватов (или гидратов) в растворителе в результате диффузии. Этот процесс требует затраты энергии, поэтому энтальпия системы возрастает: $\Delta H_{диф} > 0$.

Суммарный тепловой эффект растворения

$$\Delta H = \Delta H_{разр} + \Delta H_{сольв} + \Delta H_{диф}$$

может быть как положительным (эндотермическое растворение), так и отрицательным (экзотермическое растворение). Если в воде растворяются газы или жидкости, то энергия разрыва химических связей $\Delta H_{разр}$ невелика, и растворение сопровождается выделением теплоты ($\Delta H < 0$). Если растворяются кристаллические вещества, на разрушение решетки затрачивается значительная энергия. Поэтому растворение твердых веществ в воде чаще протекает с поглощением теплоты ($\Delta H > 0$) и относится к эндотермическим процессам.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
гидрат	гідрат	hydrate	hydrate	هيدرات
гидратация	гідратація	aquation	hydratation	إضافة الماء
кристаллизационная вода	кристалізаційна вода	crystal(lization) water	l'eau critalisée	بلورات الماء
кристаллическая решетка	кристалічна решітка (гратка)	crystalline lattice	réseau cristallin	البلورات الشعرية
кристаллогидрат	кристалогідрат	crystalline hydrate	hydratée	الهيدرات البلورية
сольват	сольват	solvate	solvate	منذاب
сольватация	сольватація	solvation	solvatation	انذياب

Запомните!

1. *Растворение – это совокупность физико-химических явлений.*
2. *Сольватация – химическое взаимодействие растворителя с частичками растворенного вещества.*

3. *Сольваты – нестойкие химические соединения.*
4. *Если растворителем является вода, то вместо терминов «сольватация» и «сольваты» говорят «гидратация» и «гидраты».*

Контрольные вопросы

1. Из каких этапов состоит процесс растворения?
2. Какими могут быть изменение энтальпии на каждом этапе и тепловой эффект процесса растворения в целом?
3. Как называется взаимодействие растворителя с частичками растворенного вещества?

Задания для самостоятельной работы

1. Что называется сольватом:
а) нестойкое химическое соединение частичек расвореннонного вещества с молекулами растворителя; б) твердые вещества, в кристаллической решетке которых содержатся молекулы растворителя; в) система, состоящая из двух веществ, одно из которых равномерно распределено по объему другого; г) коллоидные растворы?
2. Как называется твердое вещество состава $CuSO_4 \cdot 5H_2O$:
а) сольватом; б) гидратом; в) кристаллосольватом; г) кристаллогидратом?

8.3 Концентрация растворов

Для качественной оценки концентрации раствора применяют термины *разбавленный* и *концентрированный*, но границы между ними условны. А для количественной оценки растворов пользуются термином концентрация, которая *характеризует количество растворенного вещества, которое находится в определенном количестве раствора или в определенном количестве растворителя.*

Для точного выражения концентрации раствора применяют несколько способов.

1. Массовая доля ω – *это величина, равная* ***отношению массы растворенного вещества*** $m_{вещ}$ *к* ***массе всего раствора*** $m_{р-ра}$. Массовая доля выражается в долях единицы:

$$\omega = \frac{m_{вещ}}{m_{р-ра}},$$

или в процентах:

$$\omega = \frac{m_{вещ}}{m_{р-ра}} \cdot 100\%.$$

Массовая доля, выраженная в процентах, показывает, сколько граммов вещества $m_{вещ}$ *содержится в каждых 100 г раствора*.

2. Молярная концентрация, или молярность, C_M – *это величина, равная* ***отношению количества растворенного вещества*** $\nu_{вещ}$ ***к объему всего раствора*** $V_{р-ра}$:

$$C_M = \frac{\nu_{вещ}}{V_{р-ра}} = \frac{m_{вещ}}{M_{вещ} \cdot V_{р-ра}}.$$

Молярность измеряется в [моль/л], но иногда вместо записи единиц измерения используют букву М, например, запись 2*M* H_2SO_4 указывает на раствор сульфатной кислоты, в одном литре которого содержится 2 моль H_2SO_4. Растворы, в 1 л которых содержится 0,1 моль и 0,01 моль вещества, называются *децимолярными* (0,1М) и *сантимолярными* (0,01М) соответственно. При расчетах с использованием молярной концентрации нужно помнить, что объем раствора обязательно должен быть измерен в литрах.

Пример 8.1. Рассчитайте массы соли NaCl и воды, необходимые для приготовления 70 г раствора с массовой долей 0,10 (или 10%).
Решение. Для расчета массы растворенного вещества преобразуем формулу:

$$m_{вещ} = \omega \cdot m_{р-ра}.$$

Тогда массы соли NaCl и воды, необходимые для приготовление раствора заданной концентрации, равны:

$$m(NaCl) = 0{,}1 \cdot 70 = 7г,$$
$$m(H_2O) = m_{р-ра} - m_{Nacl} = 70 - 7 = 63г.$$

Ответ: для приготовления 70г раствора с массовой долей 0,10 необходимо взять 7г NaCl и 63г H_2O.

Пример 8.2. Навеску $K_2Cr_2O_7$ массой 4,41 г растворили в 200 г воды и получили раствор с плотностью 1,015 г/мл. Определите массовую долю и молярную концентрацию раствора.

Решение. Масса раствора складывается из суммы масс растворенного вещества и растворителя:

$$m_{р-ра} = m(K_2Cr_2O_7) + m(H_2O) = 4{,}41 + 200 = 204{,}41г.$$

Вычислим массовую долю $K_2Cr_2O_7$:

$$\omega(K_2Cr_2O_7) = m(K_2Cr_2O_7) / m_{р-ра} = 4{,}41 / 204{,}41 = 0{,}022 \quad (или\ 2{,}2\%).$$

Объем раствора $V_{р-ра}$ рассчитывается по отношению его массы $m_{р-ра}$ к плотности $\rho_{р-ра}$:

$$V_{р-ра} = m_{р-ра} / \rho_{р-ра} = 204{,}41\ г / 1{,}015\ г/мл = 204{,}41\ мл = 0{,}2014\ л.$$

Молярная масса количества вещества ν вещества равны:

$$M(K_2Cr_2O_7) = 294\ г/моль,$$
$$\nu(K_2Cr_2O_7) = m / M = 4{,}41\ г / 294\ г/моль = 0{,}015\ моль.$$

Молярная концентрация C_M определяется отношением количества растворенного вещества к объему раствора:

$$C_M(K_2Cr_2O_7) = \nu / V = 0{,}015\ моль / 0{,}2014 = 0{,}074\ моль/л.$$

Ответ: $\omega(K_2Cr_2O_7) = 0{,}022$ (или 2,2%), $C_M(K_2Cr_2O_7) = 0{,}074$ моль/л.

Пример 8.3. Чему равна молярная концентрация 98% раствора сульфатной кислоты, плотность которого составляет 1,84 г/мл?

Решение. Масса 1л (или 1000 мл) раствора составляет:

$$m_{р-ра} = \rho \cdot V = 1{,}84\ г/мл \cdot 1000\ мл = 1840\ г.$$

Находим массу вещества, учитывая, что 98% в долях единицы равно 0,98:

$$m(H_2SO_4) = \omega \cdot m_{р-ра} = 0{,}98 \cdot 1840 = 1803{,}2\ г.$$

Тогда молярная концентрация

$$C_M = \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4) \cdot V} = \frac{1803{,}2\ г}{98\ г/моль \cdot 1\ л} = 18{,}4\ моль/л.$$

Ответ: $C_M(H_2SO_4) = 18{,}4$ моль/л.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
концентрация	концентрація	concentration	concentration	تركيز
концентрированный	концентрований	concentrated	concentrés	مركز
массовая доля	масова частка	mass concentration	fraction de masse	الكتلة الجزيئية
молярная концентрация	молярна концентрація	molar concentration	concentration molaire	التركيز المولي
разбавленный	розведений	dilute	dilué	المخفف

Запомните!

1. *Массовая доля, выраженная в процентах, показывает, сколько граммов вещества $m_{вещ}$ содержится в каждых 100 г раствора.*
2. *Молярная концентрация показывает, какое количество вещества (моль) растворено в одном литре раствора.*

Контрольные вопросы

1. Какие способы выражения концентрации растворов вы знаете?
2. Что такое массова доля? В каких единицах она выражается?
3. Что такое молярная концентрация? Назовите единицы измерения молярной концентрации.
4. Какие растворы называются сантимолярными и децимолярными?

Задания для самостоятельной работы

1. Что является характеристикой состава раствора:
   а) концентрация; б) масса; в) объем; г) плотность?
2. Массовая доля растворенного вещества в растворе – это величина, которая характеризуется отношением:
   а) массы раствора к его объему; б) массы растворенного вещества к массе всего раствора; в) массы раствора к массе растворенного вещества; г) массы растворенного вещества к массе растворителя.
3. Что обозначает выражение: 0,5 молярный раствор:
а) в 1мл раствора содержится 0,5 г растворенного вещества; б) в 1 л раствора содержится 0,5 кг растворенного вещества; в) в 100 г раствора содержится 0,5 моль растворенного вещества; г) 1 л раствора содержится 0,5 моль растворенного вещества?
4. Что обозначает выражение: 10% водный раствор соли:
   а) в 100 г раствора содержится 10 г соли; б) в 100 г воды содержится 10 г соли; в) в 1 л раствора содержится 10 г соли; г) в 10 л раствора содержится 10 г соли?
5. При каком соотношении соли и воды можно приготовить раствор с массовой долей 0,1 (10%):
   а) 10 г соли и 100 г воды; б) 1 г соли и 135 г воды; в) 100 г соли и 900 г воды; г) 5 г соли и 55 г воды?
6. Какое утверждение относится к 15% водному раствору соли:
   а) в 150 г раствора содержится 10 г соли; б) в 100 г раствора содержится 15 г соли; в) в 170 г воды растворено 30 г соли; г) в 255 г воды растворено 35 г соли?
7. Чему равна массовая доля и объем раствора, содержащего 25 г кислоты и 100 г воды, если плотность раствора составляет 1,2 г/мл:
   а) ω=25%; б) ω=20%; в) V=104 мл; г) V=120 мл?
8. Каким должно быть соотношение масс соли и воды для приготовления раствора с массовой долей 0,1:
   а) 10 г соли и 100 г воды; б) 10 г соли и 90 г воды; в) 10 г соли и 110 г воды; г) 5 г соли и 50 г воды?
9. Чему равна массовая доля (%) растворенного вещества в растворе, образованном при растворении 15 г соли в 85 г воды:
   а) 85%; б) 35%; в) 25%; г) 15%?
10. Какую массу воды необходимо взять для приготовления раствора с массовой долей 0,5, если масса соли равна 10 г:
    а) 50 г; б) 20 г; в) 30 г; г) 10 г?
11. В 80 г воды растворили 20 г вещества. Чему равна процентная концентрация полученного раствора:
    а) 20%; б) 80%; в) 25%; г) 0,20?
12. Какую массу соли нужно взять для приготовления 1000 г раствора с массовой долей 10%:
    а) 50 г; б) 150 г; в) 200 г; г) 100 г?
13. Какая масса растворенного вещества содержится в 1000 г раствора с массовой долей 0,5:
    а) 5 г; б) 50 г; в) 0,5 г; г) 500 г?
14. В 500 мл раствора содержится 7,4 г $Ca(OH)_2$. Чему равна молярная концентрация этого раствора: $M(Ca(OH)_2)$ = 74 г/моль.
    а) 0,1М; б) 0,2М; в) 0,4М; г) 0,3М.
15. Из 500 г 20% раствора соли выпарили 100 г воды. Какой стала массовая доля полученного раствора:
    а) 50%; б) 25%; в) 30%; г) 20%?
16. Смешали 200 г раствора с массовой долей 20% и 200 г раствора с массовой долей 10%. Какой стала массовая доля полученного раствора:

а) 30%; б) 25%; в) 15%; г) 20%?

17. В каком объеме 0,01М раствора содержится 20 г NaOH? M(NaOH) = 40 г/моль:
а) 50 л; б) 50 мл; в) 0,5 л; г) 5 л?

18. В 1 кг раствора, в котором массовая доля вещества равна 0,1, растворили еще 0,5 кг такого же вещества. Какой стала массовая доля полученного раствора:
а) 0,6; б) 0,5; в) 0,55; г) 0,4?

19. К 500 г 20% раствора соли долили 300 г воды. Какой стала массовая доля полученного раствора:
а) 12,5%; б) 10%; в) 15%; г) 25%?

20. Какую массу соли Na_2SO_4 необходимо взять для приготовления 500 мл 0,5М раствора? $M(Na_2SO_4)$ = 142 г/моль.
а) 142 г; б) 71 г; в) 35,5 г; г) 14,2 г.

21. Чему равна массовая доля растворенного вещества и объем раствора, полученного при растворении 15 г соли в 135 г воды, если плотность этого раствора составляет 1,1 г/мл:
а) ω = 10%, V =165 мл; б) ω= 15%, V = 136 мл; в) ω = 11%, V = 136 мл; г) ω = 11%, V = 123 мл?

22. Раствор гидроксида натрия объемом 100 мл имеет плотность 1,3 г/мл. Чему равна масса этого раствора:
а) 100 г; б) 77 г; в) 130 г; г) 101,3 г?

8.4 Растворимость

Способность вещества равномерно распределяться по всему объему растворителя *называется* ***растворимостью.***

По растворимости в воде все вещества делятся на три группы:

1. Хорошо растворимые вещества. Среди них – твердые (например, сахар, хлорид натрия, гидроксид натрия), жидкие (этиловый спирт, ацетон), газообразные (хлороводород, аммиак).

2. Малорастворимые вещества: твердые (сульфат кальция, свинец), жидкие (диэтиловый эфир, бензол), газообразные (кислород, азот, метан).

3. Нерастворимые вещества: твердые (стекло, серебро, золото), жидкие (керосин, растительные масла), газообразные (гелий, неон, аргон).

Для количественной характеристики способности веществ к растворению применяют две величины: *коэффициент растворимости* **γ** (читается: гамма) и *растворимость* **s**.

Коэффициент растворимости γ *– это величина, показывающая,* ***сколько граммов вещества*** *может* ***максимально раствориться в 100 г растворителя*** *при данной температуре.*

Например, запись $\gamma^{18}_{Pb(NO3)2}$ = 51,7 обозначает, что при 18^0C в 100 г воды может максимально раствориться 51,7 г $Pb(NO_3)_2$. Если в такой раствор внести еще несколько кристалликов $Pb(NO_3)_2$, то они при данной температуре уже не растворятся, а будут находиться в осадке. При этом между осадком и растворенным веществом в растворе устанавливается *динамическое равновесие*: одновременно происходят частичное растворение осадка и кристаллизация вещества из раствора, причем оба процесса протекают с одинаковыми скоростями (рис. 8.4б).

Раствор*, в котором при данной температуре* ***вещество больше не растворяется*** *и устанавливается динамическое равновесие между растворенным веществом и его осадком, называется* ***насыщенным,*** *а молярная концентрация насыщенного раствора –* ***растворимостью s:***

$$\mathbf{s} = C_{M(насыщ)}.$$

Растворимость **s** имеет размерность [моль/л]. Ее используют для расчетов наряду с коэффициентом растворимости **γ**.

> ***Раствор,*** *который* ***содержит меньше растворенного вещества,*** *чем необходимо для насыщения, и имеет концентрацию меньше, чем величина растворимости* **s***, называется* ***ненасыщенным.***

В ненасыщенных растворах происходит самопроизвольный процесс растворения осадка, в результате чего все вещество оказывается в растворе (рис. 8.4а).

Понятия «насыщенные» и «ненасыщенные» растворы не следует отождествлять с понятиями «концентрированные» и «разбавленные». Существует множество малорастворимых веществ ($CaCO_3$, $CaSO_4$), насыщенные растворы которых являются очень разбавленными. И, наоборот, концентрированный раствор может оказаться ненасыщеннным. Например, при 20^0C в 100 г воды можно максимально растворить более двухсот граммов сахара, но уже при растворении всего 50 г раствор становится концентрированным, оставаясь при этом ненасыщеннным.

Некоторые вещества могут образовывать *пересыщенные* растворы (рис. 8.4в), в которых концентрация растворенного вещества превышает величину растворимости **s**.

> *Раствор, в котором при определенной температуре содержится больше растворенного вещества, чем обусловлено растворимостью, называется* ***пересыщенным***.

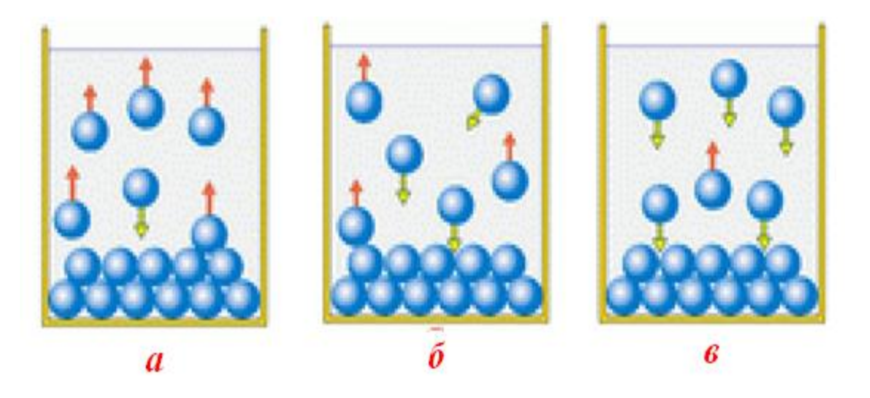


Рисунок 8.4 – Соотношение между количеством частиц, которые выпадают в осадок и растворяются в растворах:
а) ненасыщенном; б) насыщенном;
в) пересыщенном

В отличие от устойчивых ненасыщенных и насыщенных растворов пересыщенный раствор считается *метастабильной* (нестойкой) системой, поэтому избыточное количество вещества мгновенно выпадает в осадок даже при незначительном внешнем вмешательстве, а раствор при этом превращается в насыщенный (рис. 8.5). Пересыщенные растворы получают с помощью специальных методов, например, при очень медленном и осторожном охлаждении насыщенных растворов.

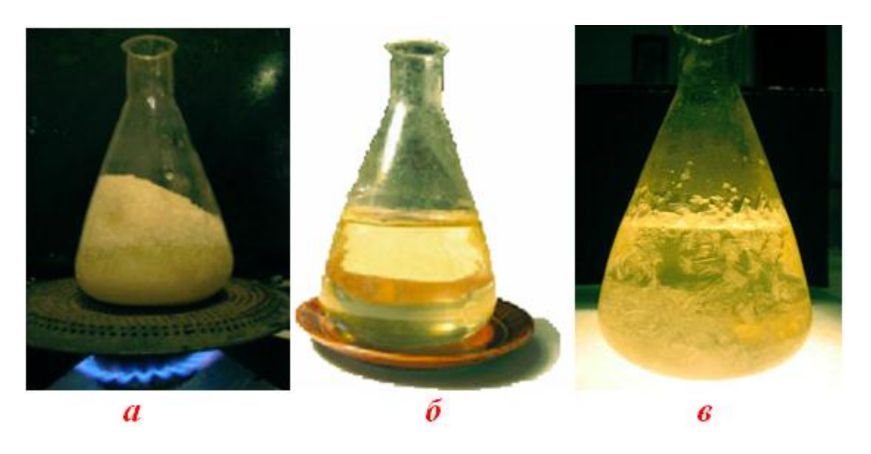


Рисунок 8.5 – Образование пересыщеннного раствора $Na_2S_2O_3$: а) нагревание кристаллогидрата $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$; б) за счет воды, входившей в состав кристаллогидрата и освобожденной при его нагревании, происходит растворение безводной твердой фазы ($Na_2S_2O_3$) и образование пересыщенного раствора; в) при незначительном внешнем воздействии (постукивание по стенкам колбы) избыток растворенного $Na_2S_2O_3$, мгновенно выпадает в осадок, образуя кристаллы по всему объему

На растворимость веществ влияют различные факторы: внешние условия (температура, давление), состав вещества и химическая природа растворителя. Здесь действует правило Д. И. Менделеева: *подобное растворяется в подобном*. Это означает, что вещества с неполярной ковалентной связью лучше растворяются в неполярных растворителях и, наоборот, вещества с полярной или ионной связью лучше растворяются в полярных растворителях. Так, кислород O_2, в молекулах которого связь неполярна, хорошо растворяется в неполярном бензоле и плохо в полярном растворителе – воде.

Растворимость газов зависит от давления, температуры и от природы самого газа, что выражается в возможности химического взаимодействия газа с растворителем. К примеру, растворимость газа аммиака NH_3 во много раз больше растворимости азота N_2, потому что аммиак образует с водой гидраты:

$$NH_3 + H_2O \Leftrightarrow NH_4OH,$$

а азот с водой не взаимодействует.

При постоянном давлении растворимость газов понижается при увеличении температуры (рис. 8.6). Благодаря этому можно полностью избавиться от растворенных газов при кипячении растворов.

Растворимость газов обычно выражается объемом (в л), который при данной температуре растворяется в 1 л растворителя. Реже указывают массу газа, растворенного в 1 л растворителя.

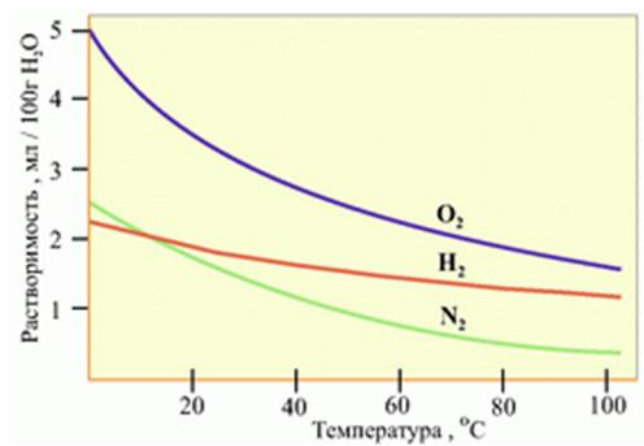


Рисунок 8.6 – Зависимость растворимости газов от температуры

Растворимость разных твердых веществ *в одном и том же растворителе может изменяться в широких пределах*. С другой стороны, *сильно отличается растворимость одного и того же вещества в разных растворителях*. Например, соль хорошо растворяется в полярном растворителе воде, хуже – в малополярном спирте и совсем плохо – в неполярном бензоле.

В большинстве случаев при повышении температуры растворимость твердых тел увеличивается, но для некоторых соединений она, наоборот, может уменьшаться, особенно в том случае, если растворение протекает экзотермически. Иногда изменение растворимости твердого вещества обусловлено изменением состава осадка (рис. 8.7).

Так, растворимость кристаллогидрата $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ увеличивается при нагревании до температуры 32,4^{0}С. Выше этой температуры кристаллогидрат теряет кристаллизационную воду и становится безводной солью Na_2SO_4, а растворимость безводной соли уменьшается при повышении температуры. Данные по растворимости индивидуальных твердых веществ при разных температурах приводятся в специальной справочной литературе (табл. 8.1).

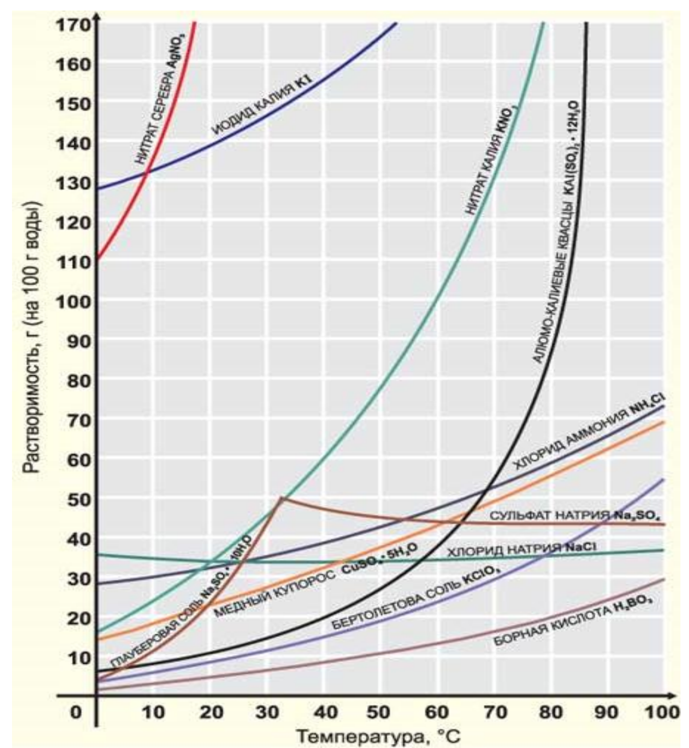


Рисунок 8.7 – Зависимость растворимости некоторых солей от температуры

Таблица 8.1 – Растворимость веществ в воде (20°С)

	H^+	NH_4^+	K^+	Na^+	Ag^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}
OH^-		Р	Р	Р	–	Р	М	М	Н	Н	–	М	Н	Н	Н
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Р	–	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	М	М	Р	М	–	–	Н	М	–	–
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	–	М	Р	Р	Р
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	М	–	Н	Н	Н	–	–
SiO_3^{2-}	Н	–	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	Н	–	–
PO_4^{3-}	Р	–	Р	Р	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Р – Растворимые
М – Малорастворимые
Н – Нерастворимые
– – Разлагаются водой или не существуют

Пример 8.4. Коэффициент растворимости $CuSO_4$ при 20^0С равен 25 г. Сколько граммов соли содержится в 200 г насыщенного раствора?

Решение. Масса насыщенного раствора состоит из массы соли и массы воды. Коэффициент растворимости $\gamma^{20}(CuSO_4)$ = 25,0 показывает, что 25 г соли растворяется в 100 г воды, т. е. всего насыщенного раствора получается 125 г. А дальше составим пропорцию:

125 г раствора содержит 25 г $CuSO_4$,
200 г ——————— х.

Отсюда рассчитаем массу $CuSO_4$ в 200г насыщенного раствора:

$$x = \frac{200 \cdot 25}{125} = 40 \text{ г}.$$

Ответ: при 20^0С в 200 г насыщенного раствора содержится 40 г растворенной соли $CuSO_4$.

Пример 8.5. При температуре 80^0С в 500 г воды можно максимально растворить 325 г NH_4Cl. Определить коэффициент растворимости $\gamma^{80^0}_{NH_4Cl}$.

Решение. Составим пропорцию и решим ее относительно неизвестного х:

в 500 г H_2O растворяется 325 г NH_4Cl,
в 100 г ——————— х.

$$x = \gamma^{80^0}_{NH_4Cl} = \frac{100 \cdot 325}{500} = 65 \text{ г}.$$

Ответ: коэффициент растворимости NH_4Cl при 80^0С равен $\gamma^{80^0}_{NH_4Cl}$ = 65 г.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
насыщенный	насичений	saturated	saturé	مشبع
ненасыщенный	ненасичений	unsaturated	insaturé	غير المشبعة
пересыщенный	пересичений	supersaturated	sursaturé	فائق الاشباع
растворимость	розчинність	dissolubility, solubility	solubilité	الذوبانية

Запомните!

1. *Количественной характеристикой способности вещества к растворению являются коэффициент растворимости* γ *и растворимость* ***s.***

Контрольные вопросы

1. На какие группы подразделяются вещества по растворимости?
2. Как зависит от температуры растворимость твердых тел; газов?
3. Как зависит растворимость газов от давления?
4. Какие растворы называются ненасыщенными, насыщенными и пересыщенными?
5. Что является количественной характеристикой растворимости?

Задания для самостоятельной работы

1. Какой фактор практически не влияет на растворимость твердых веществ:
а) свойства растворителя; б) температура; в) давление; г) природа растворенного вещества?

2. Какое утверждение характеризует процесс растворения кристаллических веществ в воде:
а) не сопровождается тепловым эффектом; б) сопровождается тепловым эффектом; в) является изохорным процессом; г) не зависит от температуры?

3. Выберите утверждение относительно изменения растворимости газов в жидких растворителях с повышением давления:
а) не изменяется; б) увеличивается независимо от природы газа; в) уменьшается независимо от природы газа; г) изменяется неоднозначно, в зависимости от природы газа.

4. Как называется величина, показывающая максимальное колличество граммов вещества, способное раствориться при данной температуре в 100 г растворителя:
а) массовая доля; б) молярность; в) коэффициент растворимости; г) произведение растворимости?

5. Выберите утверждение относительно изменения растворимости твердых веществ в воде при изменении температуры:
а) зависит от природы вещества; б) всегда повышается; в) всегда понижается; г) не изменяется.

6. Как называется концентрация растворенного вещества в насыщенном растворе:
а) растворимость; б) коэффициент растворимости; в) моляльность; г) произведение растворимости?

7. Растворение каких веществ в воде сопровождается выделением значительного количества теплоты:
а) нитрат аммония; в) серная кислота; в) гидроксид натрия; г) хлорид натрия?

8. Растворение каких веществ сопровождается химической реакцией:
а) хлороводород; б) оксид серы (VI); в) оксид углерода (IV); г) хлорид натрия.

9. Укажите хорошо растворимые вещества:
а) сульфат бария; б) сульфат меди (II); в) сульфат кальция; г) сульфат натрия.

10. Укажите малорастворимые вещества:
а) Na_2SO_4; б) $Cu(OH)_2$; в) $BaSO_4$; г) NaOH.

11. Растворение каких веществ в воде происходит при поглощении значительного количества теплоты:
а) йодид калия; б) нитрат калия; в) хлорид аммония; г) нитрат серебра?

Раздел 9 ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

9.1 Электролиты и неэлектролиты

По электропроводности и особенностям передачи электрического тока вещества делятся на два типа:

- ***проводники первого рода*** (металлы и их сплавы), в которых электричество переносится в результате перемещения **электронов;**
- ***проводники второго рода,*** в которых электричество передается с помощью **ионов** (рис. 9.1).

Вещества*, которые* ***не проводят электрический ток*** *ни в расплавленном, ни в растворенном состоянии, называются* ***неэлектролитами.***



Рисунок 9.1 – Неэлектролиты: дистиллированная H_2O, кристаллический NaCl и проводник второго рода – раствор соли, в котором переносчиками электрических зарядов являются ионы Na^+ и Cl^-

К неэлектролитам относятся соединения с ковалентными неполярными или малополярными связями: вода, сахар, спирт, эфир, большинство органических соединений. Проводники второго рода – это электролиты.

Электролитом *называется* ***вещество****, которое в расплавленном или в растворенном состоянии* ***содержит положительно*** *и* ***отрицательно заряженные ионы****.*

В зависимости от строения электролита образование ионов происходит разными способами. Вещества с ионной связью распадаются на ионы и при расплавлении, и при растворении (рис. 9.2). А вещества с полярной ковалентной связью при растворении в воде распадаются на ионы под влиянием диполей H_2O (рис. 9.3), но в расплавленном состоянии не проводят электрический ток.

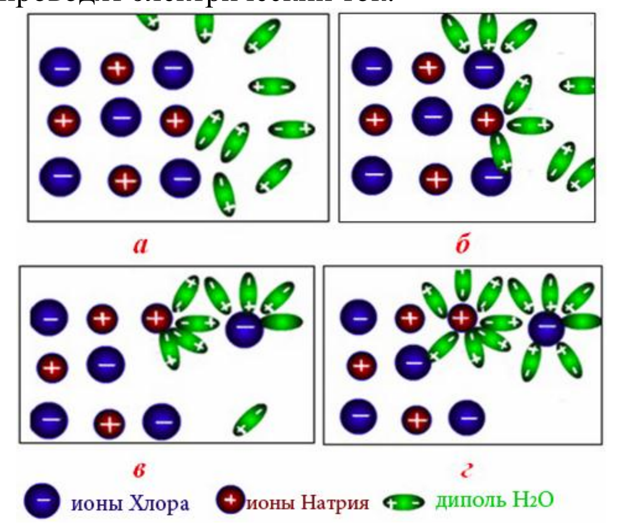


Рисунок 9.2 – Механизм образования ионов при растворении в воде электролита с ионной связью ($NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$): а) ориентация диполей воды возле узлов кристаллической решетки; б) разрушение решетки при вытягивании из нее диполями воды сначала положительно заряженных ионов, а затем – отрицательно заряженных; в) процесс гидратации ионов; г) образовние гидратированных ионов $Na^+ \cdot nH_2O$ и $Cl^- \cdot nH_2O$

Процесс расщепления электролита на ионы при расплавлении или под действием полярных молекул растворителя называется ***электролитической диссоциацией.***

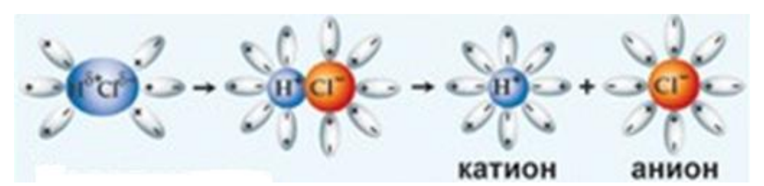


Рисунок 9.3 – Механизм образования ионов вследствие ионизации полярной молекулы электролита ($HCl \leftrightarrow H^+ + Cl^-$) под воздействием полярных молекул воды и образование гидратированных положительно и отрицательно заряженных ионов ($H^+ \cdot nH_2O$ и $Cl^- \cdot nH_2O$)

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
проводимость	провідність	conductivity	conductivité	التوصيلية
проводник	провідник	conductor	conducteur	موصل
расщепление	розщеплення	breaking up, disintegration	frangmentation	شق
электролит	електроліт	electrolyte	électrolyte	المنحل بالكهرباء

Запомните!

1. *Вещества с ионной связью распадаются на ионы при растворении в полярных растворителях (в воде) и при расплавлении.*
2. *Вещества с полярной ковалентной связью распадаются на ионы только при растворении в полярных растворителях (в воде).*

Контрольные вопросы

1. Что называется неэлектролитом? Приведите примеры неэлектролитов.
2. Какие вещества называются электродитами?
3. Что такое электролитическая диссоциация?

9.2 Теория электролитической диссоциации

Современная теория электролитической диссоциации включает несколько положений.

1. При растворении электролита в воде происходит его разложение на положительно и отрицательно заряженные ионы. В растворе ионы гидратируются. Общее уравнение электролитической диссоциации имеет вид

$$Kt_xAn_y + (xn + ym)H_2O \Leftrightarrow x(Kt \cdot nH_2O)^{y+} + y(An \cdot mH_2O)^{x-},$$

где символом Kt_xAn_y обозначен електролит Kt и An – положительно и отрицательно заряженные ионы, $_x$ и $_y$ – индексы, n и m – количество молекул воды в гидратах.

Обычно пользуются упрощенными уравнениями, не учитывающими процесса гидратации:

$$Kt_xAn_y \Leftrightarrow xKt^{y+} + yAn^{x-}.$$

Суммарный заряд отрицательно заряженных ионов по абсолютной величине равен суммарному заряду положительно заряженных ионов, поэтому электролит в целом электронейтрален. Например, при диссоциации сульфата алюминия суммарный заряд ионов SO_4^{2-} равен *–6n*, а суммарный заряд ионов Al^{3+} – *+6n*:

$$nAl_2(SO_4)_3 \rightarrow 2nAl^{3+} + 3nSO_4^{2-}.$$

Свойства ионов отличаются от свойств атомов, из которых они образованы. Например, металлический Na взаимодействует с водой с выделением водорода, а ионы Na^+ в такую реакцию не вступают. Атомы Cl, образующие двухатомные молекулы Cl_2, обладают резким запахом и отравляющими свойствами, а ионы Cl^- совсем безвредны и не имеют запаха. Ионы могут состоять из одного атома (Na^+, K^+, Cl^-, Br^-) или из нескольких (SO_4^{2-},

NO_3^-). Большинство ионов имеют окраску, например, MnO_4^- – розового цвета, MnO_4^{2-} – зеленого, CrO_4^{2-} – желтого, $Cr_2O_7^{2-}$ – оранжевого.

2. В растворах ионы хаотично перемещаются в разных направлениях. При пропускании электрического тока через раствор электролита ионы приобретают направленность движения: положительно заряженные перемещаются к катоду, поэтому называются ***катионами,*** а отрицательно заряженные (***анионы***) – к аноду (рис. 9.4).

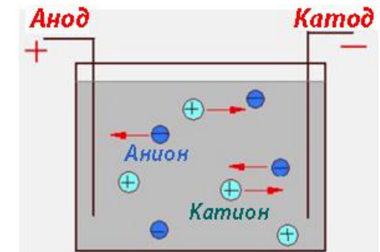


Рисунок 9.4 – Направление движения положительно и отрицательно заряженных ионов в электрическом поле

3. Электролитическая диссоциация является обратимым процессом. Одновременно с расщеплением молекул на ионы происходит обратный процесс – соединение ионов в молекулы, которое называется ***ассоциацией***, или ***рекомбинацией***.

4. Электрическая проводимость и некоторые другие свойства растворов электролитов пропорциональны общей концентрации молекул и ионов.

5. Количественными характеристиками процесса диссоциации служат степень и константа диссоциации.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
ассоциация	асоціація	association	association	جمعية
диссоциация	дисоціація	dissociation	dissociation	تفكك
хаотично	хаотично	chaotic	chaotique	فوضوي

Запомните!

1. *В растворах и расплавах электролиты распадаются на ионы.*
2. *Суммарный заряд отрицательно заряженных ионов по абсолютной величине равен суммарному заряду положительно заряженных ионов.*
3. *Свойства ионов отличаются от свойств атомов, из которых они образованы.*
4. *Электролитическая диссоциация – обратимый процесс.*

Контрольные вопросы

1. Что происходит с электролитами в растворах и расплавах?
2. Какие ионы называются катионами, а какие – анионами?
3. Как называется процесс, обратный электролитической диссоциации?
4. В каком направлении перемещаются ионы электролита в электрическом поле?

9.3 Степень и константа диссоциации

Степень диссоциации α *– это* ***отношение концентрации электролита, распавшегося на ионы****, к его общей концентрации* ***в растворе:***

$$\alpha = \frac{C_{дисс}}{C_{общ}}, \text{ или } \alpha = \frac{\nu_{дисс}}{\nu_{общ}},$$

где $C_{дис}$ и $C_{общ}$ –концентрация продиссоциировавшего электролита и общая концентрация соответственно, моль/л; $\nu_{дисс}$ и $\nu_{общ}$ – количество вещества, продиссоциировавшего на ионы, и общее количество вещества электролита. Степень диссоциации выражается в долях единицы или в процентах.

Степень диссоциации зависит от многих факторов:

1. Природа веществ. По способности распадаться на ионы электролиты разделяют на группы: сильные, средней силы и слабые.

- ***Сильные электролиты*** в разбавленных растворах имеют достаточно высокие значения степени диссоциации: α **> 0,3** (или α > 30%) (рис. 9.5 а). По этой причине в уравнении реакции их диссоциации вместо знака обратимости ($\Leftrightarrow$) ставят стрелку в одном направлении ($\rightarrow$), например:

$$HI \rightarrow H^+ + I^-.$$

К сильным электролитам относится большинство солей; сильные кислоты (H_2SO_4, $HClO_4$, HNO_3, $HMnO_4$, HCl, HBr и пр.); гидроксиды щелочных (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH) и щелочно-земельных металлов ($Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$). Кроме того, сильными электролитами являются также и растворы над осадками малорастворимых солей с ионной кристаллической решеткой. Под действием диполей воды их кристаллические решетки подвергаются частичному разрушению, поэтому в растворе появляется небольшое количество ионов, обусловливающих электрическую проводимость растворов.

- ***Электролиты средней силы***, для которых величина степени диссоциации колеблется в пределах **0,02 <** α **< 0,3** (или 2% < α < 30%).

Представителями электролитов средней силы являются: сульфитная H_2SO_3, ортофосфатная H_3PO_4, арсенатная H_3AsO_4, муравьиная кислоты HCOOH, некоторые соли и основания. Например, гидроксид $Ca(OH)_2$ в очень разбавленных растворах является сильным электролитом, а при небольшом повышении концентрации ведет себя как электролит средней силы.

- ***Слабые электролиты*** даже в очень разбавленных растворах диссоциируют частично и имеют невысокое значение степени диссоциации: α **< 0,02** (или α < 2%).

К слабым электролитам относится вода (рис. 9.5 б), большинство органических кислот (рис. 9.5 в) и оснований, слабые неорганические кислоты (H_2CO_3, H_2S, H_2SiO_3, H_3AsO_3, HCN, HF, HClO, HNO_2); основание $NH_3 \cdot H_2O$ (или NH_4OH); некоторые соли, в особенности галогениды, например Hg_2Cl_2, $HgCl_2$, а также большое количество комплексных ионов ($[Fe(CN)_6]^{4-}$, $[Fe(CN)_6]^{3-}$, $[Hg_4]^{2-}$ и т.д.).

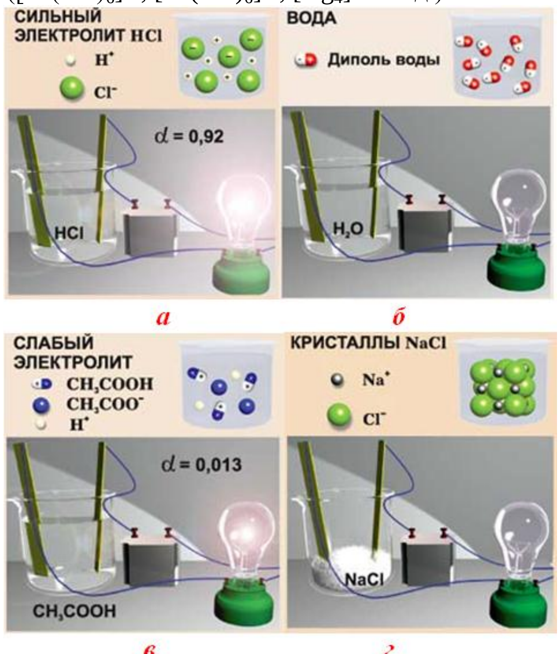


Рисунок 9.5 – Сильные и слабые электролиты

2. Строение молекул веществ. При одинаковых концентрациях электролитов при одной и той же температуре α возрастает с увеличением длины и уменьшением энергии связи.

Например, для галогеноводородных кислот (HF, HCl, HBr, HI) при переходе от HF к HI α увеличивается почти в два раза. Для молекул более сложного строения диссоциация протекает ступенчато, поэтому степеней диссоциации может быть несколько. Например, для угольной кислоты:

$$H_2CO_3 \Leftrightarrow H^+ + HCO_3^- \qquad \alpha_1,$$
$$HCO_3^- \Leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-} \qquad \alpha_2,$$

причем $\alpha_1 >> \alpha_2$, т. к. оторвать положительный ион H^+ от нейтральной молекулы H_2CO_3 намного легче, чем от отрицательно заряженного иона HCO_3^-.

3. Природа растворителя. Чем более полярна молекула растворителя, тем выше значение α для одного и того же электролита. Например, значение степени диссоциации для соли NaCl в водном растворе намного больше, чем в растворе малополярного спирта.

4. Температура. В соответствии с принципом Ле-Шателье степень диссоциации повышается при нагревании, поскольку диссоциация – это эндотермический процесс.

5. Концентрация раствора: по мере разбавления раствора степень диссоциации увеличивается.

Степень диссоциации зависит от многих факторов, поэтому α не может служить надежным критерием силы электролита. Более объективной характеристикой силы электролита является константа диссоциации.

Электролитическая диссоциация слабых электролитов является обратимым процессом и подчиняется закону действующих масс. Поэтому для слабого электролита

$$Kt_x\,An_y \Leftrightarrow xKt^{y+} + yAn^{x-}$$

можно записать выражение константы равновесия:

$$K = \frac{[Kt^{y+}]^x \cdot [An^{x-}]^y}{[Kt_xAn_y]},$$

где $[Kt^{y+}]$ и $[An^{x-}]$ – концентрации катионов и анионов соответственно, а $[Kt_xAn_y]$ – концентрация недиссоциированных молекул.

Константа равновесия процесса расщепления на ионы слабого электролита называется ***константой диссоциации*** **$K_{дисс}$** *и характеризует способность вещества при данной температуре распадаться в растворе на ионы.*

Чем меньше значение $K_{дисс}$, тем слабее электролит, и, наоборот, большое значение $K_{дисс}$ свидетельствует о высокой способности к диссоциации.

Константа диссоциации не зависит от концентрации раствора, а зависит лишь от состава электролита, природы растворителя и температуры. Значения констант диссоциации приводятся в специальных сравочниках.

Для электролитов, диссоциирующих ступенчато, каждой стадии диссоциации отвечает свое значение константы диссоциации. Например, для ортофосфорной кислоты:

$$H_3PO_4 \Leftrightarrow H^+ + H_2PO_4^-,\ K_1 = \frac{[H^+]\cdot[H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 7{,}1\cdot 10^{-3};$$

$$H_2PO_4^- \Leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-},\ K_2 = \frac{[H^+]\cdot[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 6{,}2\cdot 10^{-8};$$

$$HPO_4^{2-} \Leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-},\ K_3 = \frac{[H^+]\cdot[PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 5{,}0\cdot 10^{-13}.$$

При этом $K_1 > K_2 > K_3$, поскольку отщепление иона H^+ от нейтральной молекулы происходит легче, чем от отрицательного однозарядного иона $H_2PO_4^-$, тем более от отрицательного двухзарядного иона HPO_4^{2-}. Из этого следует, что H_3PO_4 сравнительно более сильная кислота, чем $H_2PO_4^-$, а $H_2PO_4^-$ – чем HPO_4^{2-}.

Для общего процесса диссоциации H_3PO_4:

$$H_3PO_4 \Leftrightarrow 3H^+ + PO_4^{3-}$$

суммарная константа диссоциации имеет вид

$$K_{дис.общ} = \frac{[H^+]^3\cdot[PO_4^{3-}]}{[H_3PO_4]} = 2{,}2\cdot 10^{-22}.$$

Общая константа диссоциации электролита равна произведению констант диссоциации по всем трем ступеням:

$$К_{дисс.общ} = К_1·К_2·К_3 = 7,·10^{-3}·6,2·10^{-8}·5,0·10^{-13} = 2,2·10^{-22}.$$

Многокислотные гидроксиды тоже диссоциируют ступенчато, например:

$$Pb(OH)_2 \Leftrightarrow PbOH^+ + OH^-,\ K_1 = \frac{[PbOH^+]\cdot[OH^-]}{[Pb(OH)_2]} = 9,6\cdot 10^{-4};$$

$$PbOH^+ \Leftrightarrow Pb^{2+} + OH^-,\ K_2 = \frac{[Pb^{2+}]\cdot[OH^-]}{[PbOH^+]} = 3,0\cdot 10^{-8}.$$

Или в общем виде:

$$PbOH^+ \Leftrightarrow Pb^{2+} + OH^-, \qquad K_{дисс} = \frac{[Pb^{2+}]\cdot[OH^-]^2}{[Pb(OH)_2]} = 2,9\cdot 10^{-11}.$$

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
сильный электролит	сильний електроліт	strong electrolyte	électrolyte fort	منحل كهربائي قوي
слабый электролит	слабкий електроліт	weak electrolyte	électrolyte faible	منحل كهربائي ضعيف
степень диссоциации	ступінь дисоціації	degree of dissociation	degré de dissociation	درجة التفكك
ступенчато	ступінчасто	stepwise	stepwise	متدرج

Запомните!

1. *Электролиты средней силы и слабые электролиты диссоциируют частично (⇔), а сильные электролиты – полностью (→).*
2. *Величина степени диссоциации зависит от состава и концентрации электролита, природы растворителя и температуры.*
3. *Константа диссоциации не зависит от концентрации раствора электролита.*

Контрольные вопросы

1. Что называется степенью диссоциации, от каких факторов она зависит?
2. Как диссоциируют на ионы сильные и слабые электролиты?
3. Что называется констатой диссоциации, от каких факторов она зависит?
4. Как соотносятся величины констант диссоциации для первой, второй и третьей ступеней при диссоциации H_3PO_4?

Задания для самостоятельной работы

Выберите правильный ответ (один или несколько):

1. Каким термином называют вещества с полярной ковалентной связью, которые не проводят электрический ток в расплавленном состоянии, но образуют ионы при взаимодействии с полярными растворителями:
а) диэлектрик; б) электролит; в) электролит; г) кристалл?

2. Что такое электролитическая диссоциация:
а) расщепление истинного электролита на ионы при растворении или расплавлении; б) распад вещества на ионы под воздействием электрического тока; в) разложение вещества при высоких температурах; г) разложение вещества под действием магнитного поля?

3. Укажите ошибочное утвержение:
а) электролиты – это проводники второго рода; б) в растворах ионы непрерывно перемещаются; в) диссоциация – это обратимый процесс; г) неэлектролиты в водных растворах диссоциируют на ионы?

4. Выберите утверждение, характеризующее электролитическую диссоциацию:
а) расщепление электролита на ионы при растворении в полярных растворителях или при расплавлении; б) образование электролитов из неэлектролитов; в) разложение электролитов на неэлектролиты; г) расщепление электролита на ионы под воздействием электрического тока.
5. Выберите утверждение, характеризующее электролиты:
а) соединения с неполярной связью; б) проводники первого рода; в) соединения с ковалентной полярной или ионной связью; г) соединения с водородной связью.
6. Какой из перечисленных факторов оказывает влияние на процесс диссоциации и на величину степени диссоциации α:
а) природа вещества и строение молекул; б) температура; в) природа растворителя; г) концентрация?
7. На основании значений констант диссоциации сделайте вывод о том, какая кислота является наиболее слабой:
а) HIO_3: $K = 1{,}6\cdot10^{-1}$; б) H_2CO_3: $K_I = 2\cdot10^{-4}$, $K_{II} = 5{,}6\cdot10^{-11}$;
в) H_2SO_3: $K_I = 1{,}7\cdot10^{-2}$; $K_{11} = 6{,}4\cdot10^{-8}$; г) H_3PO_4: $K_I = 7{,}5\cdot10^{-3}$; $K_{II} = 6{,}2\cdot10^{-8}$; $K_{III} = 4{,}2\cdot10^{-13}$.
8. Какое вещество способно образовывать ионы в водном рас творе:
а) глюкоза; б) уксусная кислота; в) сахар; г) спирт?
9. Выберите утверждение относительно диссоциации фосфатной кислоты:
а) протекает ступенчато; б) диссоциирует полностью; в) при диссоциации образуются ионы H^+; г) количество ортофосфат-ионов в растворе больше, чем ионов H^+.
10. Выберите утверждение относительно диссоциации гидроксида натрий:
а) протекает частично; б) диссоциирует полностью; в) количество ионов натрия больше, чем гидроксид-ионов; г) образуются ионы натрия и гидроксид-ионы.
11. Какие частички могут находиться в водном растворе хлорида калий:
а) молекулы; б) атомы; в) ионы; г) коллоидные частицы?
12. Укажите вещество, которое полностью распадается на ионы в водном растворе:
а) H_2O; б) C_2H_5OH; в) CH_3COONa; г) $NaOH$.
13. Среди предложенных веществ выберите электролиты средней силы и слабые электролиты. Запишите для них уравнения электролитической диссоциации и составьте выражения костант диссоциации: H_2CO_3, H_2S, H_2SiO_3, H_3AsO_3, HCN, HF, $HClO$, $NaNO_2$, NH_4OH, AlF_3, H_2O, HBr, MgI_2, K_2SO_3, Cs_3PO_4, Rb_3AsO_4, $HCOOH$, $Ca(OH)_2$, $LiCl$, $NaOH$, KOH, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Mg(OH)_2$.
14. Среди предложенных веществ выберите сильные электролиты. Запишите для них уравнения электролитической диссоциации: H_2CO_3, H_2S, H_2SiO_3, H_3AsO_3, HCN, HF, $HClO$, HNO_2, NH_4OH, HF, H_2O, HBr, MgI_2, H_2SO_3, Cs_3PO_4, Rb_3AsO_4, $HCOOH$, $Ca(OH)_2$, $LiCl$, $NaOH$, KOH, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Mg(OH)_2$.
15. Среди предложенных веществ выберите неэлектролиты: KBr, NH_4OH, SrO, $Fe(NO_3)_3$, $Ba_3(PO_4)_2$, CH_3COOH, CaF_2, $LiCl$, $NaOH$, KOH, $Cu(OH)_2$, $Fe(CN)_2$, $MgSO_4$, CO_2, Rb_3AsO_4.
16. В каком перечне приведены формулы только тех веществ, водные растворы которых проводят электрический ток:
а) CH_3COOH, CH_3COCl, C_2H_5OH; б) CH_3COONa, $NaOH$, Na_2SO_4; в) $CH_3COOC_2H_5$, CH_3OCH_3, CH_3CI; г) $C_2H_5COCH_3$, CH_3Na, C_2H_5OH?
17. Среди перечисленных веществ выберите слабые электролиты:
а) NH_4OH; б) $NaOH$; в) $Mg(OH)_2$; г) H_2SO_3.
18. Среди перечисленных веществ выберите сильные электролиты:
а) CH_3COOH; б) H_2SO_4; в) $Mg(OH)_2$; г) K_2CO_3.

9.4 Свойства кислот, оснований и солей с позиций теории электролитической диссоциации

Вещества каждого класса неорганических соединений имеют некоторые общие признаки. Для кислот этим признаком являются ионы водорода, входящие в состав их молекул.

> ***Кислотами** называются **электролиты**, **при диссоциации** которых в качестве положительно заряженных ионов **образуются исключительно катионы водорода H^+.***

Количество ионов H^+, образующихся при диссоциации, определяет *основность кислот*. Так, HCl, HNO, CH_3COOH – одноосновные кислоты, H_2S, H_2SO_4, H_2CO_3 – двухосновные, H_3PO_4, H_3AsO_4 – трехосновные. Кислоты с б*о*льшей основностью встречаются редко.

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, например:

I ступень: $H_3AsO_4 \Leftrightarrow H^+ + H_2AsO_4^-$,

II ступень: $H_2AsO_4^- \Leftrightarrow HAsO_4^{2-} + H^+$,

III ступень: $HAsO_4^{2-} \Leftrightarrow H^+ + AsO_4^{3-}$.

> *С позиций теории электролитической диссоциации **кислотой** считается не только нейтральная молекула кислоты, но и отрицательно заряженные ионы, которые могут диссоциировать с образованием катиона H^+.*

В рассмотренном примере не только молекула H_3AsO_4 является кислотой, но образованные в результате ее диссоциации анионы $H_2AsO_4^-$ и $HAsO_4^{2-}$.

У сильных кислот, которые диссоциируют полностью, кислотные свойства проявляются в большей степени, у слабых – в меньшей. Силу кислоты можно определить по ее константе диссоциации: если $К_{дисс} > 10^{-2}$, кислоту считают сильной, если $К_{дисс} < 10^{-4}$ – слабой. Кислоты с константами диссоциации в пределах 10^{-2}-10^{-4} относятся к кислотам средней силы.

Благодаря наличию ионов H^+ все кислоты в водных растворах проявляют *общие признаки*:

- способность реагировать с основаниями, т. е. вступать в *реакцию нейтрализации*, сущность которой выражается сокращенной схемой: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$;
- взаимодействие с металлами, расположенными в электрохимическом ряду напряжений до водорода, с выделением водорода H_2;
- кислый вкус;
- изменение цвета индикатора (рис. 9.6), например, окрашивание нейтрального лакмуса в красный цвет.

> ***Основания** – это электролиты, **при диссоциации** которых в качестве отрицательно заряженных ионов **образуются исключительно гидроксид-анионы OH^-.***

Сила оснований характеризуется константой диссоциации: чем выше значение $К_{дисс}$, тем сильнее основание. Растворимые в воде основания называются ***щелочами.***

К щелочам относятся гидроксиды щелочных (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH) и щелочно-земельных металлов ($Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$), а также слабое основание NH_4OH.

Количество гидроксильных групп, входящих в состав основания, определяет его *кислотность*. Так, KOH – однокислотное основание, $Fe(OH)_2$ – двухкислотное и т. п. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато, например:

I ступень: $Fe(OH)_3 \Leftrightarrow Fe(OH)_2^+ + OH^-$,

II ступень: $Fe(OH)_2^+ \Leftrightarrow FeOH^{2+} + OH^-$,
III ступень: $FeOH^{2+} \Leftrightarrow Fe^{3+} + OH^-$.

Гидроксильные группы придают основаниям определенные *общие свойства*:

- способность взаимодействовать с кислотами (реакции нейтрализации);
- своеобразный «мыльный» вкус;
- изменение окраски индикатора (рис. 9.7), например, нейтрального лакмуса – в синий цвет, фенолфталеина – в малиновый.

Особое место среди оснований занимают амфотерные гидроксиды.

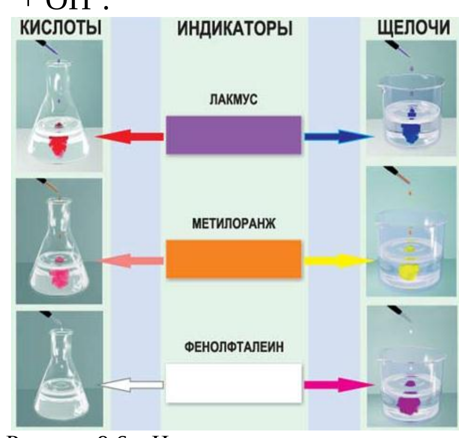


Рисунок 9.6 – Изменение окраски некоторых индикаторов в растворах кислот и щелочей

Амфотерные гидроксиды *(или* ***амфолиты****) – это* ***слабые электролиты,*** *способные* ***проявлять в зависимости от условий свойства кислот или оснований****, т. е. диссоциировать с образованием ионов H^+ или ионов OH^-:*

$$xH^+ + MeO_x^{x-} \Leftrightarrow Me(OH)_x \Leftrightarrow Me^{x+} + xOH^-.$$

Таким образом, в растворе амфотерного электролита устанавливается сложное равновесие, в котором принимают участие продукты диссоциации как по типу кислоты, так и по типу основания (рис. 9.7).



Рисунок 9.7 – Амфотерные основания

Амфотерными свойствами обладают основания $Zn(OH)_2$, $Be(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Pb(OH)_2$, $Sn(OH)_2$ и ряд других. Например, равновесие для гидроксида цинка может быть выражено схемой

$$2H^+ + [Zn(OH)_4]^{2-} \Leftrightarrow Zn(OH)_2 + 2H_2O \Leftrightarrow [Zn(H_2O)_2]^{2+} + 2OH^-.$$

При взаимодействии с кислотами $Zn(OH)_2$ ведет себя как основание (т. е. проявляет основные свойства), а со щелочами – как слабая кислота (кислотные свойства), но в обоих случаях в результате взаимодействия образуются соли.

Основные свойства гидроксида цинка можно подтвердить на примере взаимодействия с раствором соляной кислоты:

$$Zn(OH)_2 + 2HCl \rightarrow [Zn(H_2O)_2]\,Cl_2,$$
$$Zn(OH)_2 + 2H^+ + Cl^- \rightarrow [Zn(H_2O)_2]^{2+} + 2Cl^-,$$
$$Zn(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow [Zn(H_2O)_2]^{2+},$$

а *кислотные свойства* – при взаимодействии с раствором щелочи:

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4],$$
$$Zn(OH)_2 + 2Na + OH^- \rightarrow 2Na^+ + [Zn(OH)_4]^{2-},$$
$$Zn(OH)_2 + 2OH^- \rightarrow [Zn(OH)_4]^{2-}.$$

Совокупность этих свойств и служит доказательством амфотерного характера основания.

***Соли** – это электролиты, **при диссоциации** которых **образуются катионы металлов** (или катион аммония NH_4^+) **и анионы кислотных остатков**.*

Это определение касается только *средних солей*, в состав которых входят катион металла (или NH_4^+) и анион кислотного остатка, например:

$$Na_3PO_4 \rightarrow 3Na^+ + PO_4^{3-}.$$

В уравнениях электролитической диссоциации средних солей, большая часть которых относится к сильным электролитам и подвергается полной диссоциации, вместо знака обратимости (⇔) записывают стрелку (→).

Кислые соли (продукты неполного замещения ионов H^+ в кислоте на металл) диссоциируют ступенчато, при этом, кроме катионов металла, образуется и ион водорода:

I ступень: $KHSO_3 \rightarrow K^+ + HSO_3^-$,

II ступень: $HSO_3^- \Leftrightarrow H^+ + SO_3^{2-}$.

Основные соли (продукт неполного замещения групп OH^- в основании на кислотный остаток) тоже диссоциируют ступенчато и образовывают не только анионы кислотных остатков, но и гидроксид-анионы:

I ступень: $CaOHCl \rightarrow CuOH^+ + Cl^-$,

II ступень: $CaOH^+ \Leftrightarrow Ca^{2+} + OH^-$.

Пример 9.1. Напишите уравнение диссоциации оснований: гидроксида калия, гидроксида железа (II), составьте выражение константы диссоциации.

Решение. Гидроксид калия – щелочь, является сильным электролитом, поэтому диссоциирует полностью:

$$KOH \rightarrow K^+ + OH^-.$$

KOH принадлежит к сильным электролитам и не подчиняется закону действующих масс, поэтому для него константа диссоциации не записывается.

Гидроксид железа (II) является слабым электролитом, диссоциирующим в две ступени:

$$Fe(OH)_2 \Leftrightarrow FeOH^+ + OH^-,\ K_1 = \frac{[FeOH^+]\cdot[OH^-]}{[Fe(OH)_2]};$$

$$FeOH^+ \Leftrightarrow Fe^{2+} + OH^-,\ K_2 = \frac{[Fe^{2+}]\cdot[OH^-]}{[FeOH^+]}.$$

Пример 9.2. Составьте уравнения электролитической диссоциации для таких веществ: а) хлороводородной кислоты; б) ортоарсенатной кислоты; в) гидроксида меди (II); г) сульфата железа (III); д) дигидрофосфата кальция; е) хлорида гидроксомеди (II).

Решение. *а)* Хлороводородная (соляная) кислота – сильный электролит, поэтому в водных растворах диссоциирует практически полностью:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-;$$

б) ортоарсенатная кислота – слабый электролит, трехосновная кислота, поэтому диссоциация проходит частично, в три ступени, причем $\alpha_1 > \alpha_2 > \alpha_3$. Уравнение диссоциации:

I ступень: $H_3AsO_4 \leftrightarrow H^+ + H_2AsO_4^-$,

II ступень: $H_2AsO_4^- \leftrightarrow H^+ + HAsO_4^{2-}$,

III ступень: $HAsO_4^{2-} \leftrightarrow H^+ + AsO_4^{3-}$;

в) гидроксид меди (II) – слабый электролит, диссоциирует частично, по двум ступеням:

I ступень: $Cu(OH)_2 \leftrightarrow CuOH^+ + OH^-$,

II ступень: $CuOH^+ \leftrightarrow Cu^{2+} + OH^-$;

г) сульфат железа (III) – сильный электролит, хорошо растворимая соль, поэтому диссоциирует полностью, в одну стадию:

$$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-};$$

д) дигидрофосфат кальция – кислая соль, которая по первой ступени диссоциирует полностью, как сильный электролит, а по второй и третьей – только частично, как слабый электролит:

I ступень: $Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2H_2PO_4^-$,

II ступень: $H_2PO_4^- \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$,

III ступень: $HPO_4^{2-} \leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-}$;

е) хлорид гидроксомеди (II) – основная соль, по первой ступени диссоциирует полностью, а по второй – частично:

I ступень: $CuOHCl \rightarrow CuOH^+ + Cl^-$,

II ступень: $CuOH^+ \leftrightarrow Cu^{2+} + OH^-$.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
амфотерный	амфотерний	amphoteric	amphotère	مذبذب
индикатор	індикатор	indicator	indicateur	مؤشر
кислая соль	кисла сіль	acid salt	sel d'acide	ملح حامضي
кислотность	кислотність	acidity	acidité	حموضة
многокислотный	багатокислотний	polyacid	polyacide	متعدد حامضي
многоосновный	багатоосновний	polybasic	polybasique	متعدد القواعد
основная соль	основна сіль	basic salt, hydroxy salt	sel de base	ملح اساسي
основность	основність	basicity	basicité	قاعدية

Запомните!

1. *Многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют ступенчато, причем, каждой ступени отвечает своя константа диссоциации.*
2. *С позиций теории электролитической диссоциации кислотами являются любые вещества, при диссоциации которых образуются ионы водорода H^+, а основаниями – любые вещества, при диссоциации которых образуются гидроксильные ионы OH^-.*
3. *Амфотерные основания относятся к слабым электролитам, которые способны проявлять свойства кислот и оснований.*
4. *При диссоциации средних солей образуются катионы металла (или NH_4^+) и анионы кислотного остатка, при диссоциации кислых солей – катионы металла (или NH_4^+), ионы водорода H^+ и анионы кислотного остатка (An^{z-} и $HAn^{(z-1)}$), при диссоциации основных солей – катионы ($Me(OH)_x^{(z-x)}$ и Me^{z+}), гидроксильные ионы OH^- и анионы кислотного остатка.*

Контрольные вопросы

1. Дайте определение понятию «кислота» и назовите отличительные признаки кислот.
2. Дайте определение понятию «основание» и назовите отличительные признаки оснований.
3. Как с помощью индикатора отличить кислоту от основания?
4. Охарактеризуйте амфотерные основания.
5. Какие типы солей вы знаете?

Задания для самостоятельной работы

Выберите правильный ответ (один или несколько):

1. Какие частицы обязательно присутствуют в водных растворах кислот:
а) ионы металлов; б) гидроксид-ионы; в) ионы гидроксония; г) гидрид-анионы?

2. Сколько моль ионов натрия и фосфат-ионов соответственно образуется при диссоциации 1 моль Na_3PO_4:
а) 3 и 4; б) 3 и 1; в) 1 и 3; г) 1 и 4?

3. Во сколько ступеней протекает диссоциация соли $Al_2(SO_4)_3$ в разбавленном водном растворе?
а) в три; б) в две; в) в шесть; г) в одну?

4. В каком ряду соли расположены в порядке увеличения количества ионов, образующихся при диссоциации 1моль вещества:
а) $Fe(NO_3)_3$, $FeCl_2$, $Fe_2(SO_4)_3$; б) $Fe_2(NO_3)_3$, $Fe(SO_4)_3$, $FeCl_2$;
в) $Fe(SO_4)_3$, $FeCl_2$, $Fe(NO_3)_3$; г) $FeCl_2$, $Fe(NO_3)_3$, $Fe_2(SO_4)_3$?
5. Во сколько стадий протекает электролитическая диссоциация арсенатной (мышьяковой H_3AsO_4) и йодной (периодатной H_5IO_6) кислот соответственно:
а) 3 и 5; б) 3 и 6; в) 4 и 6; г) 4 и 5?
6. Какая из указанных кислот является самым сильным электролитом:
а) H_3PO_4; б) H_3PO_3; в) HNO_3; г) HNO_2?
7. Среди перечисленных оснований выберите наиболее сильный электролит:
а) $CsOH$; б) NH_4OH; в) $Mg(OH)_2$; г) $Fe(OH)_2$.
8. Какие частицы обязательно присутствуют в водных растворах оснований:
а) ионы гидроксония; б) катионы водорода;
в) анионы кислотных остатков; г) гидроксильные ионы?
9. Какой из гидроксидов способен диссоциировать по типу кислоты благодаря его амфотерным свойствам:
а) NH_4OH; б) $Al(OH)_3$; в) $Ca(OH)_2$; г) $Ba(OH)_2$?
10. Взаимодействие между какими реагентами отражается сокращенным ионным уравнением $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$:
а) слабое основание и сильная кислота; б) сильное основание и слабая кислота; в) слабое основание и слабая кислота; г) сильное основание и сильная кислота?
11. Какие частицы образуются в растворе в результате диссоциации основной соли $Cu(OH)NO_3$:
а) Cu^{2+} и NO_3^-; б) $CuNO_3^+$ и OH^-; в) $CuOH^+$ и NO_3^-; г) соль на ионы не распадается?
12. Какие частицы образуются в растворе в результате диссоциации средней соли K_3PO_4:
а) K^+ и KPO_4^{2-}; б) $K_2PO_4^-$ и PO_4^{3-}; в) соль на ионы не распадается; г) K^+ и PO_4^{3-}?
13. На какие ионы распадается сульфитная (сернистая) кислота при диссоциации по I ступени:
а) H^+ и SO_3^{2-}; б) H^+ и HSO_3^-; в) H^+ и HSO_4^-; г) H^+ и SO_4^{2-}?
14. Какие частички появляются в растворе вследствии диссоциации кислой соли $NaHCO_3$:
а) Na^+, OH^-, CO_3^{2-}; б) Na^+, HCO_3^-; в) Na^+, H^+, CO_3^{2-}; г) Na_2O, CO_2, H_2O?
15. Какой гидроксид может диссоциировать как по типу основания, так и по типу кислоты:
а) $Fe(OH)_2$; б) $Be(OH)_2$; в) $Zn(OH)_2$; г) NH_4OH?
16. Диссоциация каких веществ протекает в разбавленных растворах в одну стадию:
а) H_2CO_3; б) Na_2S; в) K_2SO_4; г) $Fe(OH)_2$?
17. Среди предложенных формул выберите кислые, основные и средние соли:
NH_4HCO_3, K_2S, $(NH_4)_2SiO_3$, $Fe(OH)_2NO_3$, $K_2Cr_2O_7$, $[Cr(OH)_2]_2SO_4$, $Fe(HSO_4)_2$, $BaCl_2$, NaH_2AsO_4, $Ba_3(PO_4)_2$, $Pb(NO_2)_2$, $Al(OH)_2CH_3COO$, Na_2SO_3, $AlOH(CH_3COO)_2$, MgI_2, Cs_3PO_4, Rb_3AsO_4, $(CuOH)_2SiO_4$.

9.5 Электролитическая диссоциация воды

Химически чистая вода является чрезвычайно слабым электролитом, но очень незначительная часть молекул H_2O все-таки подвергается электролитической диссоциации:

$$H_2O \Leftrightarrow H^+ + OH^-.$$

Малый по размеру катион H^+ в воде изолированно существовать не может и моментально гидратируется молекулой воды, превращаясь в *ион гидроксония* H_3O^+ (рис. 9.8):

$$H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+,$$

$$\text{или} \quad H_2O + H_2O \rightarrow H_3O^+ + OH^-.$$

Реакция, отвечающая уравнению $2H_2O \Leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$, называется ***автопротолизом воды****, в процессе которого одна молекула воды отщепляет ион H^+ (протон) и играет роль кислоты, а вторая, присоединяющая протон с образованием иона гидроксония H_3O^+, который играет роль основания.*

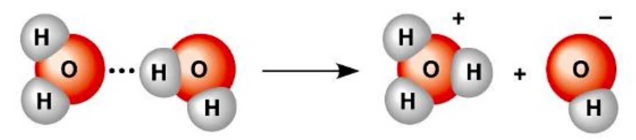


Рисунок 9.8 – Схема автопротолиза воды

Для удобства при записи диссоциации воды обычно пользуются упрощенным уравнением:

$$H_2O \Leftrightarrow H^+ + OH^-.$$

Экспериментально установлено, что при температуре 22^{0}С степень диссоциации воды очень мала: $\alpha_{H2O} = 1{,}8 \cdot 10^{-9}$. А это значит, что на ионы распадается только одна молекула H_2O из приблизительно 1 800 000 000 молекул воды. Значит, вода является слабым электролитом, подчиняется закону действующих масс, поэтому можно записать выражение константы диссоциации:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}, \qquad \text{или } [H^+] \cdot [OH^-] = K \cdot [H_2O].$$

Здесь квадратные скобки обозначают молярную концентрацию. Было рассчитано, что при 22^{o}С левая часть последнего уравнения равна $K \cdot [H_2O] = 10^{-14}$. Произведение концентраций ионов ($[H^+] \cdot [OH^-]$) получило название ***ионного произведения воды*** K_{H2O}**:**

$$K_{H2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}.$$

Для воды и разбавленных водных растворов при постоянной температуре ***ионное произведение воды****,* ***равное произведению концентраций ионов водорода H^+ и гидроксильных ионов OH^-****, является величиной постоянной.*

Водные растворы кислот и оснований имеют такое же значение K_{H2O} при 22^{0}С. Поэтому можно вычислить концентрацию $[H^+]$ или $[OH^-]$, если одна из этих величин известна:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} \qquad \text{и} \qquad [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]}.$$

Но вести расчеты концентраций $[H^+]$ и $[OH^-]$ с отрицательным показателем степени не совсем удобно, поэтому используется другая величина – водородный показатель, который обозначается символом pH.

Водородный показатель pH *– это величина,* ***характеризующая кислотность среды*** *раствора и* ***равная отрицательному десятичному логарифму концентрации ионов водорода [H+]:***

$$pH = -\lg[H^+].$$

По аналогии с pH был введен и *гидроксильный показатель pOH*: $pOH = -\lg[OH^-]$.

Логарифмирование уравнения ($[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$) дает выражение

$$\lg[H^+] + \lg[OH^-] = -14,$$

перемножив все члены которого на –1, получим:

$$-\lg[H^+] - \lg[OH^-] = 14 \qquad \text{или} \qquad pH + pOH = 14.$$

Эти уравнения представляют собой ***логарифмическую форму ионного произведения воды***.

Рассмотрим возможные границы изменения водородного показателя (pH) в зависимости от реакции среды раствора.

- В ***нейтральной среде*** концентрации водородных и гидроксильных ионов равны между собой **$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$**, поэтому водородный показатель
$$\mathbf{pH} = -\lg[H^+] = -\lg 10^{-7} = \mathbf{7}.$$
- **В *кислой среде*** концентрация водородных ионов больше концентрации гидроксильных ионов **$[H^+] > [OH^-]$,** поэтому
$$[H^+] > 10^{-7}, \mathbf{pH < 7}.$$
- В ***щелочной среде*** концентрация гидроксильных ионов больше, чем водородных **$[H^+] < [OH^-]$,** поэтому
$$[H^+] < 10^{-7}, pH > 7.$$

Растворы, значение pH которых изменяется от 0 до 3, считаются *сильнокислыми*, а при pH = 4-6 – *слабокислыми* (рис. 9.9). Для *слабощелочных* растворов pH колеблется в интервале 8-10, а для *сильнощелочных* – 11-14.

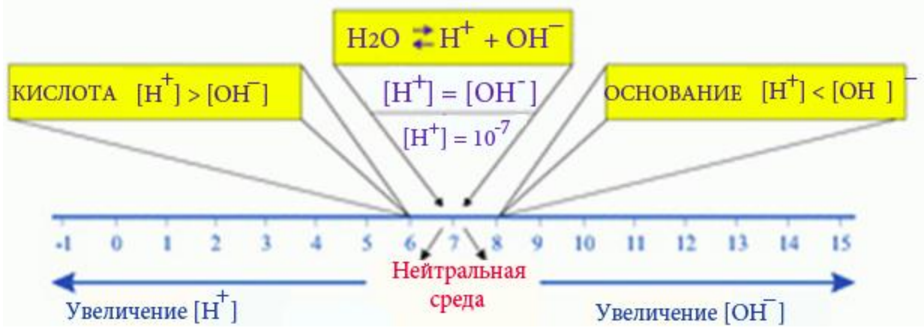


Рисунок 9.9 – Связь между кислотностью среды и значениями pH

Величина pH сильно влияет на особенности химических реакций, протекающих и в производственных процессах, и в живых организмах. Все обитатели природных вод и почв адаптированы к определенному водородному показателю и при резком его изменении погибают. Большинство живых организмов могут существовать лишь в средах, близких к нейтральным. Это объясняется тем, что под действием ионов H^+ и OH^- многие белки изменяют свою конфигурацию и заряд. А в сильнокислой и сильнощелочной средах рвётся пептидная связь, соединяющая отдельные аминокислотные остатки в длинные белковые цепи, что приводит к химическим ожогам кожи. Все живые организмы вынуждены поддерживать во внутриклеточных жидкостях определённое значение pH. От величины водородного показателя почвенного раствора зависит урожайность различных культурных растений. Например, на кислых почвах с pH = 5 – 5,5 не развиваются проростки ячменя, но хорошо развивается картофель.

Точное значение pH раствора можно рассчитать или определить экспериментально при помощи специальных методов. Для приблизительного нахождения pH можно воспользоваться индикаторами (от лат. *indicator* – указатель).

> ***Индикатор*** *– это химическое соединение, которое позволяет увидеть изменения pH в системе по легко заметному признаку (изменение цвета, образование осадка, появление опалесценции и т. п.).*

Для определения pH раствора используют кислотно-основные индикаторы. Чаще всего это органические кислоты и основания, которые изменяют свое окрашивание в зависимости от кислотности среды. Интервал значений pH, в котором происходит изменение окраски индикатора, называется *интервалом перехода* (табл. 9.1, рис. 9.10).

Таблица 9.1 – Кислотно-основные индикаторы

Название	*Интервал перехода pH*	*Окрашивание*	
		в кислой среде	*в щелочной среде*
Фенолфталеин	8,2 – 10,0	бесцветное	малиновое
Метиловый оранжевый	3,1 – 4,4	розовое	желтое
Метиловый красный	4,2 – 6,3	красное	желтое
Лакмус	6,0 – 8,0	красное	синее

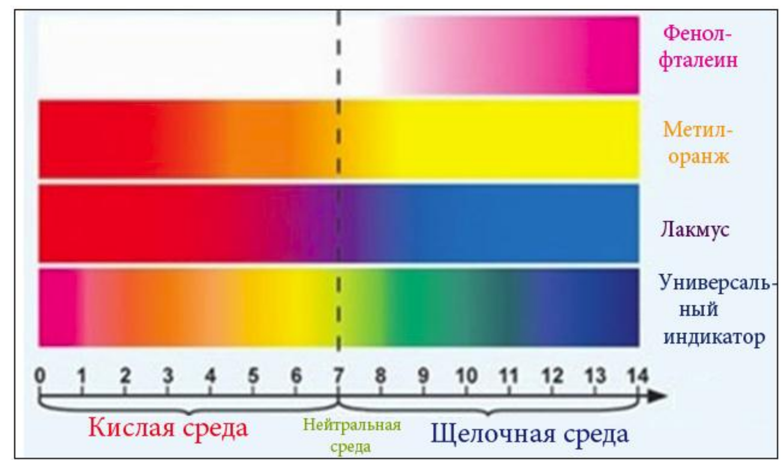


Рисунок 9.10 – Изменение цвета некоторых индикаторов в зависимости от pH среды

Пример 9.3. Рассчитайте величину pH раствора, в 500 мл которого содержится 2 г NaOH.
Решение. Гидроксид натрия относится к сильным электролитам, полностью диссоциирующим в разбавленных растворах по схеме

$$NaOH \rightarrow Na^{+} + OH^{-}.$$

Поэтому концентрация ионов OH^{-} равна молярной концентрации NaOH:

$$[OH^{-}] = C_{NaOH} = m/M{\cdot}V = 2 \text{ г}/40 \text{ г/моль}{\cdot}0{,}5 \text{ л} = 0{,}1 \text{ моль/л}.$$

Тогда значение гидроксильного показателя pOH:

$$pOH = -\lg[OH^{-}] = -\lg 0{,}1 = 1,$$

а водородный показатель:

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1 = 13.$$

Пример 9.4. Определите реакцию среды в растворе гидроксида калия KOH концентрации 0,01 моль/л.
Решение. Гидроксид калия – это сильный электролит, поэтому в разбавленных растворах диссоциирует полностью:

$$KOH \rightarrow K^{+} + OH^{-}.$$

Из уравнения диссоциации следует, что концентрация гидроксильных ионов равна концентрации KOH:

$$[OH^{-}] = C_M(KOH) = 0{,}01 \text{ моль/л} = 10^{-2} \text{ моль/л}.$$

Гидроксильный показатель pOH определяется отрицательным логарифмом концентрации ионов OH^{-}, связан с водородным показателем соотношением

$$pH + pOH = 14,$$

откуда $pH = 14 - pOH$.
Однако $pOH = -\lg[OH^{-}] = -\lg 10^{-2} = 2$, поэтому

$$pH = 14 - 2 = 12.$$

Значение pH свидетельствует о сильнощелочной реакции среды раствора.

Пример 9.5. Рассчитайте pH в 0,1М растворе этановой (уксусной) кислоты, если степень диссоциации $\alpha = 1{,}34{\cdot}10^{-2}$ (или 0,0134%).
Решение. Уксусная кислота – слабый электролит, поэтому диссоциирует частично:

$$CH_3COOH \Leftrightarrow CH_3COO^{-} + H^{+},$$

Концентрация ионов водорода определяется произведением степени диссоциации на общую концентрацию кислоты

$$[H^{+}] = \alpha{\cdot}C_{CH3COOH} = 1{,}34{\cdot}10^{-2}{\cdot}0{,}1 = 1{,}34{\cdot}10^{-3} \text{ моль/л},$$

а водородный показатель равен:

$$pH = -\lg[H^{+}] = -\lg(1{,}34{\cdot}10^{-3}) = 3 - \lg 1{,}34 = 2{,}88.$$

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
водородный показатель	водневий показник	hydrogen ion exponent	valeur de pH	الأس الهيدروجيني
опалесценция	опалесценція	opalescence	opalescence	بريق

Запомните!

1. *Вода – очень слабый электролит, поэтому на ионы распадается в очень незначительной степени.*
2. *Катион H^+ в водных растворах очень быстро гидратируется с образованием иона гидроксония H_3O^+.*
3. *Произведение концентраций ионов H^+ и OH^- в водных растворах при постоянной температуре является постоянной величиной.*
4. *Водородный показатель pH равен отрицательному логарифму концентрации ионов H^+.*
5. *Водородный показатель характеризует реакцию среды раствора (или: кислотность среды).*
6. *В кислых растворах $[H^+] > [OH^-]$, в щелочных – $[H^+] < [OH^-]$, а в нейтральных $[H^+] = [OH^-]$.*
7. *В кислых растворах pH < 7, в щелочных – pH > 7, а в нейтральных pH ≈ 7.*
8. *Реакцию среды раствора (кислотность среды) можно определить с помощью индикаторов.*

Контрольные вопросы

1. Дайте определение таким понятиям: автопротолиз воды, ионное произведение воды, водородный и гидроксильный показатели, индикаторы, интервал перехода индикатора.
2. Чему равно ионное произведение воды?
3. Приведите логарифмическую форму ионного произведения воды.
4. Как рассчитать концентрацию ионов OH^- в водном растворе, если известна концентрация $[H^+]$?
5. В каких интервалах изменяются $[H^+]$ и $[OH^-]$ в кислых и щелочных растворах?

Задания для самостоятельной работы

Выберите правильный ответ (один или несколько):

1. Если к раствору щелочи прилить избыток кислоты, то pH может измениться следующим образом:
а) от 9 до 5; б) от 7 до 5; в) от 7 до 8; г) от 3 до 8.

2. Чему равна концентрация ионов H^+ (моль/л) в 0,01М растворе хлороводородной (соляной) кислоты при полной ее диссоциации:
а) 2; б) $2\cdot10^{-2}$; в) $2\cdot 10^{-1}$; г) $1\cdot10^{-2}$?

3. Каково значение pH 0,01М раствора HNO_3, если кислота диссоциирует полностью:
а) 1; б) 2; в) 10; г) 12?

4. Чему равно значение pH 0,01М раствора KOH:
а) 1; б) 2; в) 10; г) 12?

5. Если в растворе увеличивается концентрация ионов водорода H^+, то:
а) значение pH возрастает; б) концентрация гидроксид-ионов увеличивается; в) значение pH понижается; г) раствор становится менее кислым.

6. Чему равна концентрация ионов H^+ (моль/л) в растворе, имеющем pH = 5,0:
а) $1\cdot10^{-1}$; б) $1\cdot10^{-5}$; в) 5,0; г) $5\cdot10^{-1}$?

7. Наименьшее значение pH имеет раствор с концентрацией:
а) 0,01*M* NaOH; б) 0,01*M* $Ca(OH)_2$; в) 0,01*M* H_3PO_4; г) 0,01*M* HCl.

9.6 Реакции в растворах электролитов

В соответствии с теорией электролитической диссоциации реакции в растворах электролитов происходят между ионами. Обязательным условием необратимости является выведение хотя бы одного из продуктов из реакционной среды.

> ***Реакции между ионами в растворах протекают** только в том случае, **если** в результате их **взаимодействия образуется осадок, летучее соединение или слабый электролит**, что способствует смещению равновесия в сторону прямой реакции.*

Рассмотрим пример несколько примеров.

1. *Образования осадка.* Если к раствору соли бария прибавить раствор, содержащий сульфат-ионы, то выпадает осадок $BaSO_4$. Это взаимодействие отражается с помощью молекулярных и ионных уравнений реакции:

$$Ba(NO_3)_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaNO_3,$$
$$Ba^{2+} + 2NO_3^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2NO_3^-,$$
$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow;$$

$$BaCl_2 + K_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2KCl,$$
$$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2K^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2K^+ + 2Cl^-,$$
$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow.$$

Сокращенные ионные уравнения доказывают, что фактически реакция проходит между ионами Ba^{2+} и SO_4^{2-}, поэтому именно сокращенные ионные уравнения отражают суть химизма процеса.

2. *Образования летучего вещества*, т. е. выделение в качестве продукта ионной реакции газообразных веществ, например: H_2S, NH_3, CO_2 и т. п.:

$$Na_2S + 2HCl \rightarrow H_2S\uparrow + 2NaCl,$$
$$2Na^+ + S^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow H_2S\uparrow + 2Na^+ + 2Cl^-,$$
$$2H^+ + S^{2-} \rightarrow H_2S\uparrow.$$

3. *Образование соединений- слабых электролитов*. Примерами таких реакций могут быть:

- реакции нейтрализации, в которых образуется вода. Реакции нейтрализации происходят при взаимодействии:

  а) кислоты и основания:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O,$$
$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O,$$
$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O;$$

  б) кислой соли со щелочью:

$$NaHCO_3 + NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O,$$
$$Na^+ + HCO_3^- + Na^+ + OH^- \rightarrow 2Na^+ + CO_3^{2-} + H_2O,$$
$$HCO_3^- + OH^- \rightarrow H_2O + CO_3^{2-};$$

  в) основной соли с кислотой:

$$Fe(OH)_2Cl + 2HCl \rightarrow FeCl_3 + 2H_2O,$$
$$Fe(OH)_2^+ + Cl^- + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow Fe^{3+} + 3Cl^- + 2H_2O,$$
$$Fe(OH)_2^+ + 2H^+ \rightarrow Fe^{3+} + 2H_2O;$$

- реакции, в результате которых образуется слабая кислота:

$$NaClO + HNO_3 \rightarrow NaNO_3 + HClO,$$
$$Na^+ + ClO^- + H^+ + NO_3^- \rightarrow Na^+ + NO_3^- + HClO,$$
$$H^+ + Cl^- \rightarrow HClO; \ (K_{дисс} = 3\cdot 10^{-8})$$

$$(CH_3COO)_2Ca + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + 2CH_3COOH,$$
$$2CH_3COO^- + Ca^{2+} + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^- + 2CH_3COOH,$$
$$CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH; \ (K_{дисс} = 1{,}78 \cdot 10^{-5});$$

- реакции образования слабого основания:

$$NH_4Cl + NaOH \rightarrow NaCl + NH_4OH,$$
$$NH_4^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + NH_4OH,$$
$$NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_4OH; (K_{дисс} = 1{,}76 \cdot 10^{-5});$$

- реакции образования комплексных ионов:

$$Zn(OH)_2 + 2KOH \rightarrow K_2[Zn(OH)_4],$$
$$Zn(OH)_2 + 2K^+ + 2OH^- \rightarrow 2K^+ + [Zn(OH)_4]^{2-},$$
$$Zn(OH)_2 + 2OH^- \rightarrow [Zn(OH)_4]^{2-}; (K_{дисс} = 2 \cdot 10^{-4}).$$

Пример 9.6. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций (если они протекают) при сливании растворов таких веществ: а) сульфида калия и соляной (хлороводородной) кислоты; б) нитрата серебра и ортофосфата калия; в) гидроксида меди (II) и азотной кислоты; г) гидрокарбоната натрия и серной кислоты; д) хлорида бария и гидроксида натрия.

Решение. *а)* Молекулярное уравнение:

$$K_2S + 2HCl = 2KCl + H_2S\uparrow.$$

Полное ионное уравнение:

$$2K^+ + S^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- = 2K^+ + 2Cl^- + H_2S\uparrow.$$

Сокращенное ионное уравнение:

$$2H^+ + S^{2-} = H_2S\uparrow.$$

б) Последовательно записываем молекулярное, полное ионное и сокращенное ионное уравнения:

$$3AgNO_3 + K_3PO_4 = Ag_3PO_4\downarrow + 3KNO_3,$$
$$3Ag^+ + 3NO_3^- + 3K^+ + PO_4^{3-} = Ag_3PO_4\downarrow + 3K^+ + 3NO_3^-,$$
$$3Ag^+ + PO_4^{3-} = Ag_3PO_4\downarrow.$$

в) Молекулярное, полное ионное и сокращенное ионное уравнения:

$$Cu(OH)_2 + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2H_2O,$$
$$Cu(OH)_2 + 2H^+ + 2NO_3^- = Cu^{2+} + 2NO_3^- + 2H_2O,$$
$$Cu(OH)_2 + 2H^+ = Cu^{2+} + 2H_2O.$$

г) Молекулярное, полное ионное и сокращенное ионное уравнения:

$$2NaHCO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O + 2CO_2\uparrow,$$
$$2Na^+ + 2HCO_3^- + 2H^+ + SO_4^{2-} = 2Na^+ + SO_4^{2-} + 2H_2O + 2CO_2\uparrow, \quad HCO_3^- + H^+ = H_2O + CO_2\uparrow.$$

д) Продуктами предполагаемой реакции между сильными электролитами $BaCl_2$ и NaOH могли бы быть вещества $Ba(OH)_2$ и NaCl, которые тоже являются сильными электролитами и находятся в растворе в виде ионов. Таким образом, не выполняется условие необратимости реакции, поэтому взаимодействие между $BaCl_2$ и NaOH не происходит.

Пример 9.7. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах между хлоридом железа (III) и гидроксидом натрия при сливании их растворов.

Решение. Запишем уравнение реакции в молекулярной форме, отметив образование осадка:

$$FeCl_3 + 3NaOH \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

Составим ионное уравнение:

$$Fe^{3+} + 3Cl^- + 3Na^+ + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow + 3Na^+ + 3Cl^-.$$

Сокращаем в левой и правой частях уравнения формулы одинаковых ионов, не принимающих участия в реакции (их формулы подчеркнуты):

$$Fe^{3+} + \underline{3Cl^-} + \underline{3Na^+} + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow + \underline{3Na^+} + \underline{3Cl^-}.$$

Сокращеннное ионное уравнение приобретает вид:

$$Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow.$$

Как следует из сокращенного ионного уравнения, реакция сводится к взаимодействию между ионоами Fe^{3+} и $3OH^-$, в результате чего выпадает осадок $Fe(OH)_3$. При этом не имеет значения, в состав каких электролитов входили эти ионы до своего взаимодействия.

Пример 9.8. Составьте молекулярные уравнения реакций для предложенных сокращенных уравнений в ионной форме: а) $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow$; б) $2H^+ + CO_3^{2-} = H_2O + CO_2\uparrow$.

Решение. Для составления молекулярного уравнения реакции по заданному ионному уравнению необходимо подобрать соответствующие сильные электролиты, при диссоциации которых в водных растворах образуются указанные ионы.

а) Очевидно, что катионы Fe^{3+} появляются в результате диссоциации сильных электролитов, к которым относятся хорошо растворимые соли железа (III). А гидроксильные ионы появляются при диссоциации щелочей (за исключением слабого электролита NH_4OH). Поэтому в качестве молекулярного уравнения можно предложить такие варианты:

$$Fe(NO_3)_3 + 3KOH \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3KNO_3,$$
$$FeCl_3 + 3KOH \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3KCl.$$

б) По сокращенному ионному уравнению можно предположить, что катионы H^+ образуются в результате диссоциации сильной кислоты, а ионы CO_3^{2-} – при диссоциации растворимой карбонатной соли. Поэтому заданному ионному уравнению могут соответствовать такие молекулярные уравнения:

$$2HCl + K_2CO_3 \rightarrow 2KCl + CO_2\uparrow + H_2O,$$
$$H_2SO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + CO_2\uparrow + H_2O.$$

Пример X.14. Какие ионы не могут одновременно находиться в растворе: а) Na^+ и PO_4^{3-}; б) Na^+ и OH^-; в) Ag^+ и Cl^-; г) Cu^{2+} и S^{2-}?

Решение. Без химического взаимодействия в растворе одновременно могут находиться в паре только те ионы, которые являются составными частями сильных электролитов: сильных кислот и сильных оснований, растворимых в воде солей. В задании *а)* предложена пара ионов, образующих хорошо растворимую соль, а в задании *б)* – пара ионов, образующих сильное основание. Значит, ионы Na^+ и PO_4^{3-}; Na^+ и OH^- могут одновременно находиться в растворе, не вступая в химическое взаимодействие. В заданиях *в)* и *г)* даны формулы ионов, при взаимодействии которых образуются осадки в соответствии со схемой:

в) $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$; ***г)*** $Cu^{2+} + S^{2-} \rightarrow CuS\downarrow$.

Запомните!

1. *Реакции в растворах между ионами протекают при условии, что в результате их взаимодействия хотя бы один продукт удаляется из реакционной среды.*
2. *Удаление продукта реакции из реакционной среды может происходить в виде осадка, газа или слабого электролита.*
3. *Удаление продукта реакции способствует смещению равновесия в сторону прямой реакции.*

Контрольные вопросы

1. Что является условием необратимости протекания реакции в растворах?
2. Приведите пример реакции, в результате которой образуется осадок (или: малорастворимое вещество).
3. Приведите пример реакции, в результате которой образуется слабый электролит (или: малодиссоциирующее вещество).
4. Приведите пример реакции, в результате которой образуется газ (или: летучее вещество).

Задания для самостоятельной работы

Выберите правильный ответ (один или несколько):

1. Какое сокращеннное ионное уравнение отвечает реакции, которая проходит по уравнению $Ba(OH)_2 + CO_2 \rightarrow H_2O + BaCO_3$:
а) $2OH^- + Ba^{2+} \rightarrow Ba(OH)_2$; б) $Ba^{2+} + 2OH^- + CO_2 \rightarrow BaCO_3 + H_2O$;
в) $Ba^{2+} + CO_3^{2-} + OH^- \rightarrow BaCO_3 + H^+$; г) $Ba^{2+} + CO_2 + H_2O \rightarrow BaCO_3 + 2H^+$?

2. Выберите пару ионов, которые могут одновременно находиться в растворе, не вступая в химическое взаимодействие друг с другом.
а) Fe^{2+} и Cl^-; б) Fe^{2+} и S^{2-}; в) Fe^{2+} и PO_4^{3-}; г) Fe^{2+} и CO_3^{2-}.

3. Какие вещества нужно взять для осуществления перехода $Cr^{3+} + 3OH^- \rightarrow Cr(OH)_3$:
а) $Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$; б) $Cr_2O_3 + NaOH$; в) $CrCl_3 + NaOH$; г) $Cr_2O_3 + NH_4OH$?

4. Какое сокращенное ионное уравнение соответствует молекулярному уравнению $FeOHCl_2 + 2NH_4OH \rightarrow Fe(OH)_3 + 2NH_4Cl$:
а) $FeOH^{2+} + 2NH_4OH \rightarrow Fe(OH)_3 + 2NH_4^+$; б) $FeOHCl_2 + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_3 + 2Cl^-$;
в) $FeOH^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_3$; г) $FeOH^{2+} + 2NH_4OH \rightarrow Fe^{3+} + 3OH^- + 2NH_4^+$?

5. Совместное существование пары каких ионов в растворе невозможно:
а) Ba^{2+} и Cl^-; б) Ba^{2+} и S^{2-}; в) Ba^{2+} и SO_4^{2-}; г) Ba^{2+} и NO_3^-?

6. Совместное существование пары каких ионов в растворе невозможно:
а) Ag^+ и NO_3^-; б) Na^+ и SO_4^{2-}; в) Fe^{2+} и OH^-; г) K^+ и S^{2-}?

7. Какая пара ионов участвует в химической реакции при добавлении раствора $AgNO_3$ к раствору KCl:
а) K^+ и Ag^+; б) K^+ и Cl^-; в) K^+ и NO_3^-; г) Ag^+ и Cl^-?

8. Взаимодействие между какими веществами протекает в растворе практически необратимо:
а) Na_2SO_4 + KCl; б) $Cr_2(SO_4)_3$ + KNO_3; в) H_2SO_4 + $BaCl_2$; г) $NaNO_3$ + KOH?

9. Ионы в какой из указанных пар не могут вместе сосуществовать в водном растворе:
а) Ag^+ и Cl^-; б) Ba^{2+} и Al^{3+}; в) Cr^{3+} и OH^-; г) SO_4^{2-} и Ba^{2+}?

10. Ионы в какой из указанных пар могут вместе находиться в водном растворе:
а) Fe^{2+} и Cl^-; б) Fe^{2+} и S^{2-};в) Fe^{2+} и PO_4^{3-}; г) Fe^{2+} и SO_4^{2-}?

11. С какими веществами должен вступить в реакцию хлорид железа (III) в водном растворе, чтобы ионы Fe^{3+} оказались в осадке:
а) фосфат натрия; б) серная кислота; в) гидроксид натрия; г) карбонат натрия?

12. Взаимодействие между какими реагентами описывается сокращенным ионным уравнением $Ca^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow CaSO_4$:
а) оксид кальция и серная (сульфатная) кислота; б) хлорид кальция и сульфатная кислота; в) гидроксид кальция и сульфат натрия; г) нитрат кальция и сульфат аммония?

13. В пробирках находятся растворы таких веществ: $NaHCO_3$, NaOH, $CaCl_2$, H_2SO_4, $(NH_4)_3PO_4$. Проверьте возможность их попарного взаимодействия, напишите молекулярные и ионные уравнения реакций. Для тех пар веществ, которые вступили в химическую реакцию, укажите полученные продукты в таблице:

	$NaHCO_3$	NaOH	$CaCl_2$	H_2SO_4	$(NH_4)_3PO_4$
$NaHCO_3$					
NaOH					
$CaCl_2$					
H_2SO_4					
$(NH_4)_3PO_4$					

14. В пробирках находятся растворы таких веществ: Na_2S, KOH, $Zn(NO_3)_2$, $(NH_4)_2SO_4$, HCl. Проверьте возможность их попарного взаимодействия, напишите молекулярные и ионные уравнения реакций. Для тех пар веществ, что вступили в химическую реакцию, укажите полученные продукты в таблице:

	Na_2S	KOH	$Zn(NO_3)_2$	$(NH_4)_2SO_4$	HCl
Na_2S					
KOH					
$Zn(NO_3)_2$					
$(NH_4)_2SO_4$					
HCl					

9.7 Гидролиз солей

Гидролизом солей *называется* ***обменное взаимодействие составных частей соли и воды, приводящее к образованию слабого электролита*** *– кислоты или основания, кислой или основной соли.*

По природе своих составных частей соли можно разделить на четыре основных типа:
1) соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой;
2) соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой;
3) соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой;
4) соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой.

Гидролизу подвергаются первые три типа солей, содержащих остатки слабого электролита – слабой кислоты или слабого основания. *Соль, образованная катионом сильного основания и анионом сильной кислоты, в реакцию гидролиза не вступает*

(рис. 9.11). Ионы солей этого типа не связывают составные части воды (H^+ и OH^-). Следовательно, концентрации всех частиц в водном растворе не изменяются, ионное равновесие не смещается, а сам раствор имеет нейтральную реакцию среды (pH = 7). Таким образом, при растворении в воде солей, образованных сильным основанием и сильной кислотой, происходит только их полная диссоциация, например:

$$BaCl_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2Cl^-,$$
$$KNO_3 \rightarrow K^+ + NO_3^-.$$

$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$

$Na^+ + Cl^- + HOH \rightleftarrows Na^+ + Cl^- + H_2O$

$[OH^-] = [H^+]$

НЕЙТРАЛЬНАЯ СРЕДА

Гидролиз не идет

Рисунок 9.11 – Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергается

В зависимости от состава соли возможны три типа гидролиза.

***I тип – гидролиз по аниону* характерен для *солей, образованных сильными основаниями и слабыми кислотами*.** Например: Na_2CO_3 , CH_3COONa, KCN, K_3PO_4, Na_2S и т. п. В этом случае анион соли An^{z-} соединяется с ионами H^+ воды. В результате образуется слабый электролит – новый малодиссоциированный анион $HAn^{(z+1)}$ или слабая кислота HAn, если z = 1. Одновременно в растворе накапливается избыток свободных ионов OH^-. Поэтому среда в растворе становится щелочной (pH > 7). В общем виде уравнение *гидролиза по аниону* имеет вид

$$An^{z-}{}_{(р\text{-}р)} + HOH_{(ж)} \Leftrightarrow HAn^{(z+1)}{}_{(р\text{-}р)} + OH^-{}_{(р\text{-}р)}.$$

Рассмотрим отдельные примеры. Если соль содержит *однозарядный кислотный остаток*, то реакция гидролиза протекает в одну стадию:

$$CH_3COONa + H_2O \Leftrightarrow CH_3COOH + NaOH,$$
$$CH_3COO^- + Na^+ + H_2O \Leftrightarrow CH_3COOH + Na^+ + OH^-,$$
$$CH_3COO^- + H_2O \Leftrightarrow CH_3COOH + OH^-.$$

Из сокращенного ионного уравнения видно, что в реакцию гидролиза вступает лишь анион, в результате получается малодиссоциированное соединение – слабая ацетатная (уксусная) кислота CH_3COOH и некоторый излишек гидроксильных ионов, которые обусловливают щелочную реакцию среды, pH > 7.

Если в составе соли присутствует *многозарядный анион* слабой кислоты, то такая соль гидролизуется ступенчато.

I ступень: $Na_2CO_3 + H_2O \Leftrightarrow NaHCO_3 + NaOH,$

$$2Na^+ + CO_3^{2-} + H_2O \Leftrightarrow Na^+ + HCO_3^- + Na^+ + OH^-,$$
$$CO_3^{2-} + H_2O \Leftrightarrow HCO_3^- + OH^-;$$

II ступень: $NaHCO_3 + H_2O \Leftrightarrow H_2CO_3 + NaOH,$

$$Na^+ + HCO_3^- + H_2O \Leftrightarrow H_2CO_3 + Na^+ + OH^-,$$
$$HCO_3^- + H_2O \Leftrightarrow H_2CO_3 + OH^-.$$

Растворы этой соли имеют щелочную среду и pH > 7.

При обычных условиях гидролиз ограничивается первой стадией (рис. 9.12), поскольку ионы OH^-, которые при этом образуются, смещают согласно принципу Ле-Шателье гидролитическое равновесие по второй ступени в сторону обратной реакции.

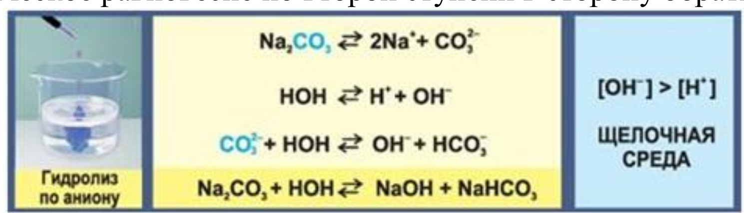


Рисунок 9.12 – Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, идет преимущественно по первой ступени

Из рассмотренных примеров I типа гидролиза можно сделать вывод:

соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой, гидролизуется по аниону с образованием слабой кислоты (или кислой соли), а раствор приобретает щелочную реакцию среды (pH > 7).

Из выражения константы гидролиза по I типу вытекает: ***чем меньше значение константы диссоциации слабой кислоты, тем сильнее гидролизуется соль:***

$$K_{\text{гидр. по аниону}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{\text{дисс.кислоты}}}.$$

II тип – гидролиз по аниону характерен для солей***, образованных слабыми основаниями и сильными кислотами.*** Например: NH_4NO_3, $FeCl_2$, $FeCl_3$, $Al(ClO_4)_3$, $CuSO_4$ и др. В этом случае катион соли Kt^{z+} отщепляет от диполя воды группу OH^-, образуя с ней слабый электролит (малодиссоциированный катион $KtOH^{(z-1)}$ или слабое основание KtOH, если z = 1). Одновременно в растворе накопливается избыток свободных ионов водорода H^+, поэтому среда кислая (pH < 7). В общем виде *гидролиз по катиону* отражается схемой:

$$Kt^{z+}_{(р\text{-}р)} + HOH_{(ж)} \Leftrightarrow KtOH^{(z-1)}_{(р\text{-}р)} + H^+_{(р\text{-}р)}.$$

При *однозарядном катионе* гидролиз происходит в одну стадию:

$$NH_4Cl + H_2O \Leftrightarrow NH_4OH + HCl,$$

$$NH_4^+ + Cl^- + H_2O \Leftrightarrow NH_4OH + H^+ + Cl^-,$$

$$NH_4^+ + H_2O \Leftrightarrow NH_4OH + H^+.$$

Излишек ионов H^+ обусловливает кислую реакцию среды, pH < 7.

Соли с *многозарядными катионами* слабого основания в разбавленных растворах при нагревании могут гидролизоваться ступенчато. Например, хлорид меди (II):

I ступень: $CuCl_2 + H_2O \Leftrightarrow CuOHCl + HCl,$

$$Cu^{2+} + 2Cl^- + H_2O \Leftrightarrow CuOH^+ + Cl^- + H^+ + Cl^-,$$

$$Cu^{2+} + H_2O \Leftrightarrow CuOH^+ + H^+;$$

II ступень: $CuOHCl + H_2O \Leftrightarrow Cu(OH)_2 + HCl,$

$$CuOH^+ + Cl^- + H_2O \Leftrightarrow Cu(OH)_2 + H^+ + Cl^-,$$

$$CuOH^+ + H_2O \Leftrightarrow Cu(OH)_2 + H^+.$$

Излишек свободных ионов H^+ свидетельствует о кислой реакции среды, pH < 7.

Однако гидролиз ограничивается первой ступенью (рис. 9.13).

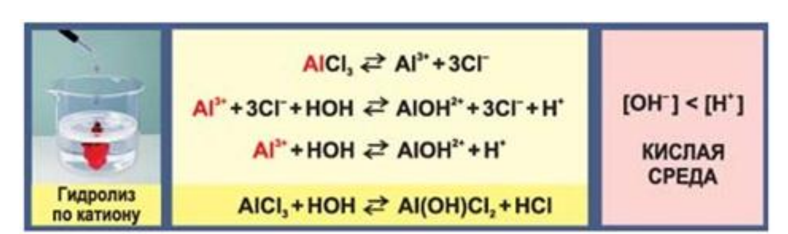


Рисунок 9.13 – Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, идет преимущественно по первой ступени

Вывод: с*оль, образованная слабым основанием и сильной кислотой, гидролизуется по катиону с образованием слабого основания (или основной соли), раствор приобретает кислую реакцию среды, pH < 7.*

Из выражения константы гидролиза по II типу вытекает: ***чем меньше значение константы диссоциации слабого основания, тем сильнее гидролизуется соль:***

$$K_{\text{гидр. по катиону}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{\text{дисс.основания}}}.$$

III тип – гидролиз по катиону и аниону характерен для солей***, образованных слабыми кислотами и слабыми основаниями***. Гидролиз таких солей протекает достаточно полно, а иногда и необратимо, т. к. вследствие гидролиза образуется два малодиссоциированных, летучих или малорастворимых соединения. Реакция среды в растворе солей этого типа наиболее часто бывает нейтральной (pH = 7), но может быть слабокислой (pH ≤7), или слабощелочной (pH ≥ 7).

Рассмотрим каждый из таких случаев.

Гидролиз ацетата аммония, имеющего однозарядные катион и анион:

$$CH_3COONH_4 + H_2O \Leftrightarrow CH_3COOH + NH_4OH,$$

$$CH_3COO^- + NH_4^+ + H_2O \Leftrightarrow CH_3COOH + NH_4OH.$$

В результате гидролиза этой соли образуются слабая кислота и слабое основание. Для того, чтобы сделать вывод про pH раствора соли CH_3COONH_4, необходимо сравнить силы обоих слабых электролитов по их константам диссоциации:

$$К_{дис.CH3COOH} = 1,74 \cdot 10^{-5}; \quad К_{дисс.NH4OH} = 1,76 \cdot 10^{-5}.$$

Видно, что обе константы практически одинаковы, поэтому раствор соли CH_3COONH_4 имеет нейтральную реакцию среды, pH=7 (рис. 9.14).

Для этого типа солей константа гидролиза учитывает константы диссоциации и кислоты и основания:

$$К_{гидр\ CH_3COONH_4} = \frac{К_{H_2O}}{К_{дисс.CH_3COOH} \cdot К_{дисс.NH_4OH}}.$$

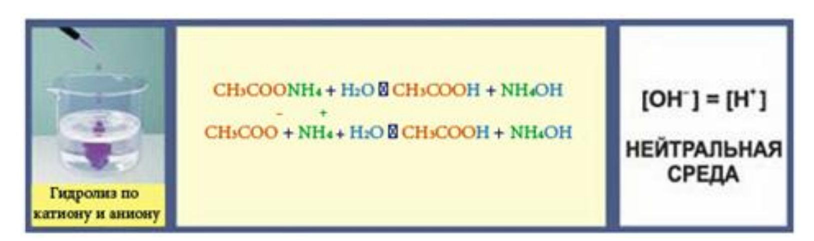


Рисунок 9.14 – Гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой, протекает по катиону и аниону

В качестве другого примера рассмотрим гидролиз цианида ртути (II):

I ступень: $Hg(CN)_2 + H_2O \Leftrightarrow (HgOH)CN + HCN,$

$$Hg^{2+} + 2CN^- + H_2O \Leftrightarrow HgOH^+ + CN^- + HCN,$$

$$Hg^{2+} + CN^- + H_2O \Leftrightarrow HgOH^+ + HCN,$$

II ступень: $HgOHCN + H_2O \Leftrightarrow Hg(OH)_2 + HCN,$

$$HgOH^+ + CN^- + H_2O \Leftrightarrow Hg(OH)_2 + HCN.$$

Следует уточнить, что основание $Hg(OH)_2$ достаточно быстро разлагается на HgO и H_2O, но в приведенном примере это не показано.

Сравним константы диссоциации соответствующих электролитов:

$$К_{дисс.Hg(OH)2} = 5 \cdot 10^{-11},\ К_{дисс.HgOH^+} = 3,6 \cdot 10^{-14},$$

$$К_{дисс.HCN} = 5 \cdot 10^{-15}.$$

Величина $К_{дисс.HCN}$ больше $К_{дисс.Hg(OH)2}$, поэтому электролит HCN немного сильнее, чем $Hg(OH)_2$. Следовательно, гидролиз по катиону проходит в большей степени, чем гидролиз по аниону, связывание ионов OH^- происходит сильнее, чем ионов H^+. Значит, в растворе имеется некоторый избыток свободных ионов H^+, реакция среды – слабокислая, pH ≤ 7.

Слабощелочная среда может получаться, например, при гидролизе соли $Pb(CH_3COO)_2$.

I ступень:

$$Pb(CH_3COO)_2 + H_2O \Leftrightarrow (PbOH)(CH_3COO) + CH_3COOH,$$

$$Pb^{2+} + 2CH_3COO^- + H_2O \Leftrightarrow PbOH^+ + CH_3COO^- + CH_3COOH,$$

$$Pb^{2+} + CH_3COO^- + H_2O \Leftrightarrow PbOH^+ + CH_3COOH.$$

II ступень:

$$PbOHCH_3COO + H_2O \Leftrightarrow Pb(OH)_2 + CH_3COOH,$$

$$PbOH^+ + CH_3COO^- + H_2O \Leftrightarrow Pb(OH)_2 + CH_3COOH.$$

Для определения pH в растворе соли $Pb(CH_3COO)_2$ сравним константы диссоциации соответствующих электролитов:

$$K_{дисс.PbOH^+} = 9{,}6\cdot10^{-4};\ K_{дисс.CH3COOH} = 1{,}74\cdot10^{-5}.$$

Кислота CH_3COOH – более слабый электролит, чем основание $PbOH^+$, следовательно, реакция среды в растворе соли $Pb(CH_3COOH)_2$ слабощелочная, pH ≥ 7.

На основании рассмотренных примеров *III типа гидролиза солей*, образованных слабыми основаниями и слабыми кислотами, можно сделать общий вывод:

соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой, гидролизуется одновременно по катиону и по аниону, при этом образуются слабое основание (или основная соль) и слабая кислота (или кислая соль). Реакция среды раствора может быть: 1) нейтральной (pH ≈ 7), если кислота и основание близки по силе электролита ($K_{дисс.\ кислоты} \approx K_{дисс.\ основания}$); 2) слабокислой (pH ≤ 7), если основание является более слабым электролитом, чем кислота ($K_{дисс.\ основания} < K_{дисс.\ кислоты}$); 3) слабощелочной (pH ≥ 7), если кислота является более слабым электролитом, чем основание ($K_{дисс.\ кислоты} < K_{дисс.\ основания}$). Константа гидролиза определяется константами диссоциации как слабой кислоты, так и слабого основания:

$$K_{гидр.\ по\ катиону\ и\ аниону} = \frac{K_{H_2O}}{K_{дисс.основания} \cdot K_{дисс.кислоты}}.$$

Некоторые соли, образованные очень слабыми кислотами и очень слабыми основаниями, гидролизуются не ступенчато, а подвергаются *полному необратимому гидролизу*, например:

$$Al_2S_3 + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow.$$

Факторы, влияющие на степень гидролиза и смещение гидролитического равновесия:

- *Природа соли*: чем слабее кислота или основание, ионы которых входят в состав соли, тем полнее происходит гидролиз. Например, из двух солей KClO и KCN, гидролизующихся по аниону, при прочих равных условиях в большей степени подвергается гидролизу KCN, т. к. кислота HCN слабее HClO, о чем можно заключить из сравнения констат диссоциации этих кислот: $K_{HCN} = 7{,}9\cdot10^{-10}$, $K_{HClO} = 5\cdot10^{-8}$. А из солей $MgCl_2$ и $ZnCl_2$ сильнее гидролизуется $ZnCl_2$, т. к. эта соль образована более слабым основанием $Zn(OH)_2$.
- *Концентрация соли*: при разбавлении раствора соли гидролиз усиливается, а при повышении концентрации – ослабевает.
- *Температура*. Реакция гидролиза является эндотермической. По принципу Ле-Шателье повышение температуры смещает гидролитическое равновесие вправо, гидролиз усиливается.
- *Изменение реакции среды раствора путем добавления кислоты ($+H^+$) или щелочи ($+OH^-$).* При гидролизе по аниону добавление щелочи к раствору соли подавляет гидролиз, а добавление кислоты усиливает. Для солей, гидролизующихся по катиону, справедлива обратная зависимость: подкисление усиливает гидролиз, а подщелачивание подавляет.
- *Добавление других солей*. Если смешать разбавленные растворы двух солей, гидролиз которых проходит по одному типу, то происходит взаимное подавление гидролиза. А при сливании растворов двух солей, гидролиз которых проходит по разным типам (т. е.

гидролиз одной соли дает избыток ионов H^+, а гидролиз другой – избыток ионов $OH^–$), происходит взаимное усиление гидролиза. Часто в этом случае наблюдается *совместный необратимый гидролиз*, который проходит до конца, до образования конечных продуктов. Например, при смешивании разбавленного раствора сульфата хрома (Ш) (гидролиз по катиону) и сульфида натрия (гидролиз по аниону) происходит совместный необратимый гидролиз двух солей. Катион и анион гидролизуются до конца, поэтому в уравнении реакции совместного необратимого гидролиза ставят знак (→):

$$Cr_2(SO_4)_3 + 3Na_2S + 6H_2O \rightarrow 2Cr(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow + 3Na_2SO_4,$$

$$2Cr^+ + 3SO_4^{2-} + 6Na^+ + 6H_2O \rightarrow 2Cr(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow + 6Na^+ + SO_4^{2-},$$

$$2Cr^{3+} + 3S^{2-} + 6H_2O \rightarrow 2Cr(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow.$$

Из уравнения реакции гидролиза видно, что ионы H^+ и $OH^–$ соединяются в прочные малодиссоциирующие соединения (осадок $Cr(OH)_3$ и газ H_2S), поэтому реакция среды нейтральная, $pH \approx 7$.

Пример 9.10. Составьте уравнения реакций гидролиза солей: а) $Al_2(SO_4)_3$; б) Na_2SO_3; в) Al_2S_3 г) $Al_2(CO_3)_3$ в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Укажите реакцию среды и способы усиления гидролиза солей Na_2SO_3 и $Al_2(SO_4)_3$.

Решение. *а)* Сульфат алюминия $Al_2(SO_4)_3$ – соль, образованная слабым основание и сильной кислотой. Гидролиз проходит по катиону (Al^{3+}). Теоретически гидролиз может протекать в три ступени, однако при обычных условиях (комнатная температура, не очень разбавленный раствор) гидролиз ограничивается первой ступенью.

I ступень:

$$Al_2(SO_4)_3 + 2H_2O \Leftrightarrow 2AlOHSO_4 + H_2SO_4,$$

$$2Al^{3+} + 3SO_4^{2-} + 2H_2O \Leftrightarrow 2AlOH^{2+} + 2SO_4^{2-} + 2H^+ + SO_4^{2-},$$

$$Al^{3+} + H_2O \Leftrightarrow AlOH^{2+} + H^+.$$

В результате гидролиза в рстворе накапливаются ионы H^+, поэтому среда кислотная, $pH < 7$.

II ступень:

$$2AOHSO_4 + 2H_2O \Leftrightarrow (Al(OH)_2)_2SO_4 + H_2SO_4,$$

$$2AlOH^{2+} + 2SO_4^{2-} + 2H_2O \Leftrightarrow 2Al(OH)_2^+ + SO_4^{2-} + 2H^+ + SO_4^{2-},$$

$$AlOH^{2+} + H_2O \Leftrightarrow Al(OH)_2^+ + H^+.$$

III ступень:

$$(Al(OH)_2)_2SO_4 + 2H_2O \Leftrightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + H_2SO_4,$$

$$2Al(OH)_2^+ + SO_4^{2-} + 2H_2O \Leftrightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + SO_4^{2-} + 2H^+,$$

$$Al(OH)_2^+ + H_2O \Leftrightarrow Al(OH)_3\downarrow + H^+.$$

Усилить гидролиз $Al_2(SO_4)_3$ можно с помощью таких способов:

- разбавление раствора (добавлении воды) приводит к смещению гидролитического равновесия вправо;
- повышение температуры;
- прибавление небольшого количества щелочи, которая будет связывать ионы H^+ и смещать гидролитическое равновесие вправо;
- добавление разбавленного раствора другой соли, которая гидролизуется по аниону (Na_2CO_3, Na_2S, $NaCN$, CH_3COONa и пр.) и образует щелочную реакцию среды. Например:

$$Al_2(SO_4)_3 + 3K_2CO_3 + 3H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3CO_2\uparrow + 3K_2SO_4,$$

$$2Al^{3+} + 3SO_4^{2-} + 6K^+ + 3CO_3^{2-} + 3H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3CO_2\uparrow + 6K^+ + 3SO_4^{2-},$$

$$2Al^{3+} + 3CO_3^{2-} + 3H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3CO_2\uparrow.$$

б) Na_2SO_3 – соль, образованная катионом сильного основания ($NaOH$) и анионом слабой кислоты (H_2SO_3), поэтому гидролизуется по аниону, pH>7. Например:

$$Na_2SO_3 + H_2O \Leftrightarrow NaHCO_3 + NaOH,$$

$$2Na^+ + SO_3^{2-} + H_2O \Leftrightarrow Na^+ + HSO_3^- + Na^+ + OH^-,$$

$$SO_3^{2-} + H_2O \Leftrightarrow HSO_3^- + OH^-.$$

Усилить гидролиз Na_2SO_3 можно с помощью таких способов:

- разбавление раствора;
- повышение температуры;
- прибавление небольшого количества сильной кислоты;
- добавление раствора другой соли, гидролизующейся по противоположному типу (NH_4Cl, $ZnSO_4$, $Cd(NO_3)_2$, $Cr(NO_3)_3$, и т. д.), и дающей щелочную реакцию среды. Например:

$$2FeCl_3 + 3Na_2SO_3 + 3H_2O \rightarrow 2Fe(OH)_3\downarrow + 3SO_2\uparrow + 6NaCl,$$

$$2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-} + 6Na^+ + 3SO_3^{2-} + 3H_2O \rightarrow 2Fe(OH)_3\downarrow + 3SO_2\uparrow + 6Na^+ + 6Cl^-,$$

$$2Fe^{3+} + 3SO_3^{2-} + 3H_2O \rightarrow 2Fe(OH)_3\downarrow + 3SO_2\uparrow.$$

в) $Al_2(CO_3)_3$ – соль, образованная катионом слабого основания ($Al(OH)_3$) и анионом слабой кислоты (H_2CO_3), поэтому гидролизуется одновременно по катиону и по аниону. Гидролиз соли проходит необратимо, реакция среды нейтральная, pH≈7:

$$Al_2(CO_3)_3 + 3H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3CO_2\uparrow.$$

г) Al_2S_3 – соль очень слабого основания и очень слабой кислоты, поэтому в водных растворах подвергается полному необратимому гидролизу:

$$Al_2S_3 + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow.$$

Ионно-молекулярное уравнение для этого случая составить невозможно, т. к. все вещества в системе являются слабыми электролитами и практически не диссоциируют на ионы. Реакция среды нейтральная, pH ≈ 7.

Ключевые слова и термины

Русский	**Украинский**	**Английский**	**Французский**	**Арабский**
гидролиз	гідроліз	hydrolysis	hydrolyse	محلول مائي
многозарядный	багатозарядний	multiply charged	multiplier frais	كثير الشحن
отщеплять	відщеплювати	chip off	rift	انقسام

Запомните!

1. *В реакцию гидролиза вступают только соли, в состав которых входит анион слабой кислоты или катион слабого основания.*
2. *Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой, не вступает в реакцию гидролиза.*
3. *В растворе соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, накапливаются свободные ионы OH^-, поэтому среда щелочная, pH > 7.*
4. *В растворе соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, накапливаются свободные ионы H^+, поэтому среда кислая, pH < 7.*
5. *В растворе соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой, среда практически нейтральная, pH ≈ 7.*
6. *Соли, в состав которых входит многозарядный анион слабой кислоты или многозарядный катион слабого основания, в очень разбавленных растворах при нагревании могут гидролизоваться ступенчато, но обычно гидролиз ограничивается первой ступенью.*
7. *Гидролиз – обратимая реакция, поэтому при изменении внешних условий можно смещать гидролитическое равновесие в сторону прямой реакции (усиление гидролиза) или обратной реакции (подавление гидролиза).*

Контрольные вопросы

1. Что называется гидролизом солей?
2. На какие типы подразделяются соли по природе составных частей?
3. Какие соли не вступают в реакцию гидролиза?
4. Приведите примеры солей, при гидролизе которых образуются слабая кислота; кислая соль кислоты.
5. Приведите примеры солей, при гидролизе которых образуются слабое основание; основная соль.
6. Как можно усилить гидролиз солей?
7. Как можно подавить гидролиз солей?

Задания для самостоятельной работы

Выберите правильный ответ (один или несколько):

1. Какой кислотой и каким основанием образована соль $CuCl_2$:
а) гидроксид меди (I) и хлорная кислота; б) сильное основание и слабая кислота; в) слабое основание и сильная кислота; г) гидроксид меди (II) и хлоридная (соляная) кислота?

2. Что является продуктами гидролиза по катиону:
а) катионы водорода; б) малодиссоциирующие ионы или молекулы; в) молекулы воды; г) сильные электролиты?
3. Какие соединения не гидролизуются:
а) соли, образованные сильным основанием и сильной двухосновной кислотой; б) соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой; в) соли, образованные сильным основанием и сильной одноосновной кислотой; г) соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой?
4. Выберите утверждение относительно гидролиза солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой:
а) гидролиз усиливается при разбавлении раствора; б) гидролиз не протекает; в) гидролиз протекает по аниону; г) гидролиз протекает по катиону.
5. Гидролиз какой соли проходит в несколько ступеней:
а) $(CH_3COO)_2Mg$; б) $NaCN$; в) $NaNO_3$; г) Na_2CO_3?
6. Раствор какой соли дает щелочную реакцию среды:
а) K_2S; б) $ZnSO_4$; в) Na_2CO_3; г) $NaNO_3$?
7. Какая соль гидролизуется одновременно по катиону и по аниону:
а) $Mg(NO_2)_2$; б) NH_4NO_3; в) $NaNO_2$; г) CH_3COONH_4?
8. Какая соль гидролизуется в одну стади ю:
а) $Ca(NO_3)_2$; б) NH_4NO_2; в) Na_3PO_4; г) $NaCN$?
9. Укажите соль, образованную слабым основанием и слабой кислотой:
а) NH_4NO_2; б) NH_4NO_3; в) $Cu(CN)_2$; г) $Ca(NO_3)_2$.
10. Какая соль не подвергается гидролизу:
а) KCl; б) $Pb(CH_3COO)_2$; в) Na_2CO_3; г) $NaNO_3$?
11. Раствор какой соли имеет кислую реакцию среду в результате гидролиза?
а) K_2SO_3; б) $CuSO_4$; в) K_2S; г) $Cr_2(SO_4)_3$?
12. Какая соль гидролизуется по катиону:
а) $ZnCl_2$; б) $Fe(NO_3)_2$; в) CH_3COOK; г) Na_2CO_3?
13. Каким образом можно усилить гидролиз соли $Fe(NO_3)_3$:
а) добавить HNO_3; б) добавить $NaOH$; в) повысить температуру; г) уменьшить концентрацию соли?
14. Выберите утверждение относительно гидролиза по аниону:
а) ослабевает при понижении температуры; б) возрастает концентрация ионов водорода; в) возрастает концентрация гидроксильных ионов; г) уменьшается концентрация гидроксильных ионов.
15. Выберите утверждение относительно гидролиза соли KCN:
а) гидролиз не протекает; б) гидролиз проходит по катиону; в) гидролиз проходит по аниону; г) гидролиз подавляется при охлаждении соли.
16. За счет чего можно усилить гидролиз соли:
а) повышения температуры; б) понижения температуры; в) увеличения концентрации соли; г) уменьшения концентрации соли?

Раздел 10 ОСНОВЫ ЭЛЕКТРОХИМИИ

10.1 Начальные понятия электрохимии

Электрохимия *– это наука, которая* ***изучает электрохимические процессы и физико-химические свойства ионных систем*** *(растворов, расплавов и твердых электролитов).*

В электрохимии часто используются такие понятия: «электрохимические процессы» и «электрохимические системы».

Электрохимическими процессами *называются* ***явления****, которые* ***протекают с участием заряженных частиц*** *на границе раздела фаз между электронными и ионными проводниками.*

Электрохимические процессы условно делятся на две группы:
1) преобразование химической энергии в электрическую, при котором за счет окислительно-восстановительной реакции возникает разность потенциалов и выполняется работа;
2) преобразование электрической энергии в химическую, при котором под воздействием электрического тока протекают химические реакции.

Совокупность всех веществ, принимающих участие в конкретном электрохимическом процессе, называется ***электрохимической системой****.*

Электрохимическая система состоит из окисленной и восстановленной форм, которые обозначаются *Ox* и *Red* соответственно. Для условной записи электрохимической системы сначала указывают окисленную форму, а затем через косую черту – восстановленную (*Ox*/*Red*), например: Zn^{2+}/Zn^{0}; $NO_3^{-}+2H^{+}/NO_2^{-}+H_2O$.

При электрохимических процессах всегда происходит перемещение электронов от одних частей системы к другим. При этом *электрохимические процессы протекают на границе раздела двух контактирующих фаз* – электронного и ионного проводников (т. е. проводников первого и второго рода соответственно).

Электрохимическая система, возникающая при контакте электронного и ионного проводников, называется ***электродом.***
Электрод, на котором протекает окисление, называется ***анодом****, а тот электрод, на котором происходит восстановление, –* ***катодом.***

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
анод	анод	anode	anode	الأنود
катод	катод	cathode	cathode	الكاثود
электрический ток	електричний струм	electric current	courant électrique	تيار كهربائي
электрод	електрод	electrode	électrode	قطب كهربائي
электрохимия	електрохімія	electro-chemistry	électrochimie	الكيمياء الكهربائية

Запомните!

1. *Электрохимические процессы протекают на границе раздела фаз между электронным проводником и электролитом.*

2. *Электрохимическая система состоит из окисленной (Ox) и восстановленной (Red) форм.*
3. *На аноде протекает процесс окисления, а на катоде – процесс восстановления.*

Контрольные вопросы

1. Что изучает электрохимия?
2. Дайте определение понятиям «электрохимическая система», «электрохимический процесс», «электрод», «анод», «катод».
3. Какая условная запись используется для обозначения электрохимической системы?
4. На какие группы подразделяются электрохимические процессы?
5. Какие процессы – окисления или восстановления – протекают на катоде; на аноде?

10.2 Двойной электрический слой

При контакте проводников первого и второго родов на границе раздела фаз происходит электростатическое взаимодействие между заряженными частицами, которые находятся в приграничных слоях металла и электролита, и переход частиц из одной фазы в другую (рис. 10.1). При этом баланс зарядов в каждой фазе нарушается и возникает двойной электрический слой (обозначается ДЭС).

Двойной электрический слой (ДЭС) *– это тонкий слой пространственно разделенных электрических зарядов противоположных знаков, образование которых на границе раздела фаз сопровождается возникновением разности потенциалов.*

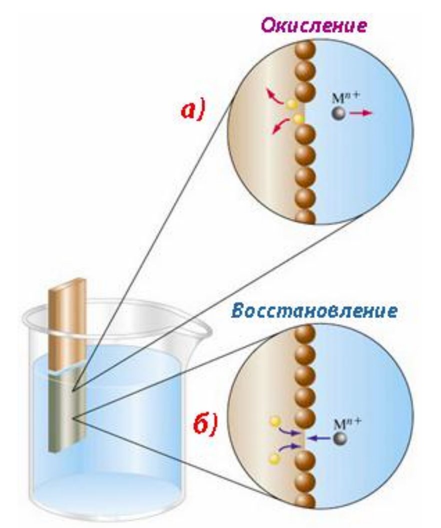


Рисунок 10.1 – Возникновение ДЭС: а) активный металл; б) малоактивный металл

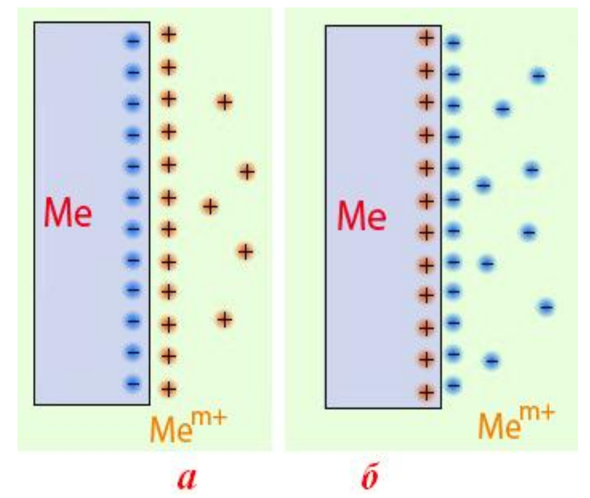


Рисунок 10.2 – Двойной электрический слой ДЭС в случае: а) активного металла; б) малоактивного металла

ДЭС образуется на поверхности раздела фаз металл-электролит, когда тонкий приграничный слой каждой фазы получает противоположный заряд.

В результате электростатического взаимодействия между заряженными частицами может происходить как окисление металла Me^0 и переход его Me^{m+} в раствор, так и обратный процесс – восстановление катионов металла Me^{m+} из раствора и осаждение их на пластинке в виде чистого металла Me^0. При выравнивании скоростей обоих процессов устанавливается динамическое равновесие

$$Me^0 - m\bar{e} \Leftrightarrow Me^{m+}.$$

Смещение равновесия в сторону прямой или обратной реакции зависит от природы металла и концентрации электролита. В случае активного металла (Mg, Al, Fe, Zn) преобладает прямая реакция – окисление. Часть атомов металла оставляет свои электроны на

электроде ($Me^0 \leftrightarrow Me^{m+} + m\bar{e}$) и переходит в раствор в виде катионов, а поверхность металла приобретает отрицательный заряд. Катионы Me^{m+}, которые находятся в электролите, притягиваются к поверхности, поэтому приграничный слой раствора заряжается положительно. Таким образом, на границе металл–раствор образуется *двойной электрический слой* и возникает разность потенциалов. Смещение равновесия в сторону прямой или обратной реакции зависит от природы металла и концентрации раствора. В случае активного металла (Mg, Al, Fe, Zn) преобладает прямая реакция – окисление. Часть атомов металла оставляет свои электроны на электроде ($Me^0 \leftrightarrow Me^{m+} + m\bar{e}$) и переходит в раствор в виде катионов, а поверхность металла приобретает отрицательный заряд. Катионы Me^{m+}, которые находятся в электролите, притягиваются к поверхности, поэтому приграничный слой раствора заряжается положительно. Таким образом, на границе металл–раствор образуется *двойной электрический слой* и возникает разность потенциалов (рис. 10.2 а).

Если металл малоактивен (например, Cu, Ag, Au, Bi, Hg), то его катионы (соответственно Cu^{2+}, Ag^{+}, Au^{3+}, Bi^{3+}, Hg^{2+}) проявляют заметную окислительную способность. В таком случае наблюдается обратный процесс: некоторая часть катионов из раствора подходит к металлической пластине, восстанавливается и осаждается на поверхности ($Me^{m+} + m\bar{e} \leftrightarrow Me^0$). Благодаря осаждению катионов металла на поверхности, пластина заряжается положительно и притягивает к себе отрицательно заряженные ионы Me^{m+}, находящиеся в растворе. Приэлектродный слой раствора заряжается отрицательно, а на границе раздела фаз металл–раствор возникает ДЭС (рис. 10.2 б).

Ключевые слова и термины

Русский	**Украинский**	**Английский**	**Французский**	**Арабский**
двойной электрический слой	подвійний електричний шар	double electrical layer	double couche électrique	طبقة كهربائية كزدوجة
пластина	пластина	plate	plate, plaque	لوحة
проводник первого рода	провідник першого роду	electronic conductor, first class conductor	conducteur de premier type	موصل من النوع الأول
электростатическое взаимодействие	електростатична взаємодія	electrostatic interaction	interaction électrostatique	التفاعل الكهربائي

Запомните!

1. *Двойной электрический слой образуется на границе раздела электронного и ионного проводников.*
2. *Образование двойного электрического слоя сопровождается возникновением разности потенциалов.*

Контрольные вопросы

1. Что называется двойным электрическим слоем?

2. Как образуется двойной электрический слой в случае: а) активного металла; б) малоактивного металла?

10.3 Электродные потенциалы

Разность потенциалов, возникающая на границе металл–раствор, является количественной характеристикой двойного электрического слоя и называется *электродным потенциалом*, обозначается символами ε или φ (*читается*: ε – эпсилон, φ – фи).

Электродным потенциалом *называется* ***разность электростатических потенциалов,*** *возникающая* ***между электродом и электролитом*** *при их контакте.*

Электродный потенциал может приобретать положительные или отрицательные значения. Для определения электродных потенциалов созданы *электроды сравнения*. В качестве электрода сравнения наиболее часто применяется ***стандартный водородный электрод***, который отличается довольно простой конструкцией (рис. 10.3).

Стандартный водородный электрод состоит из сосуда *3*, наполненного раствором H_2SO_4 концентрации 1 моль/л, при которой активная концентрация ионов H^+ равна 1 моль/л. В раствор погружена платиновая пластина *1*, покрытая губчатой платиной для увеличения площади поверхности и лучшей адсорбции водорода. Через раствор H_2SO_4 под давлением 101 325 Па при 298 К через трубку *2* ровной струей пропускают очищенный водород, который адсорбируется на пластине. В результате вся поверхность покрывается сплошным слоем водорода – этим и обусловлено функционирование электрода в качестве именно водородного, а не платинового. Излишек водорода выходит в верхней части сосуда через гидравлический затвор *4*. В конструкции есть сифон *5*, через который водородный электрод соединяют с другими узлами при составлении гальванической цепи (рис. 10.4). Платина Pt катализирует расщепление молекул водорода на атомы ($H_2 \Leftrightarrow 2H$). На границе раздела металл–раствор между атомами водорода H, адсорбированными на платине, и ионами водорода H^+ в растворе устанавливается равновесие

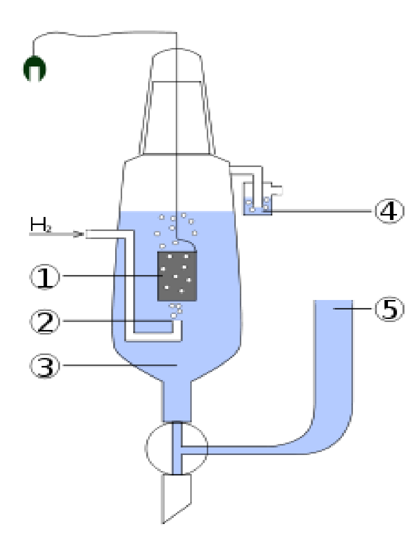


Рисунок 10.3 – Стандартный водородный электрод: 1 – платиновая пластина, покрытая губчатой Pt; 2 – трубка для подачи H_2; 3 – раствор H_2SO_4; 4 – гидравлический затвор; 5 – сифон

$$2H^0 - 2\bar{e} \Leftrightarrow 2H^+.$$

Этому равновесию отвечает потенциал водородного электрода $\varepsilon^0_{2H^+/H_2}$.

При ***стандартных условиях (298 К, 101325 Па, [H⁺] = 1моль/л) потенциал*** *стандартного* ***водородного электрода*** *принят* ***равным нулю***: $\varepsilon^0_{2H^+/H_2} = 0$.

Чтобы определить электродный потенциал любой окислительно-восстановительной системы, собирают гальванический элемент из двух полуэлементов – стандартного водородного электрода и исследуемого электрода (рис. 10.4).

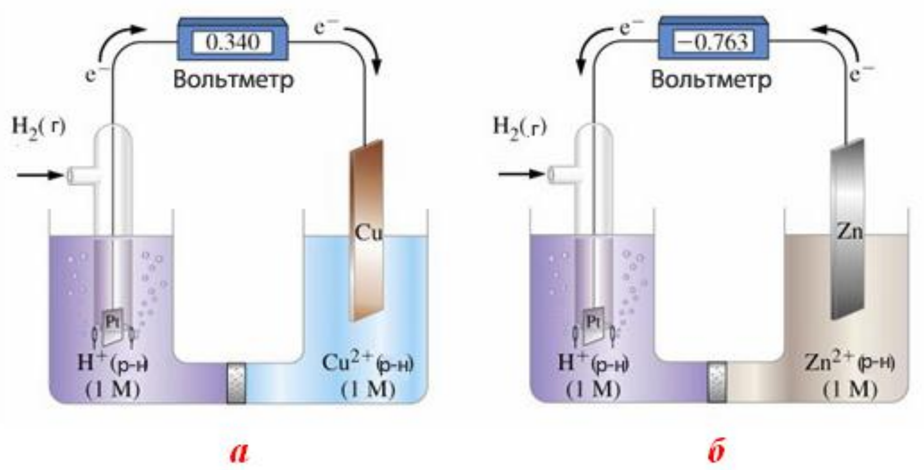


Рисунок 10.4 – Схема прибора для измерения электродных потенциалов металлов: а) меди; б) цинка

Электродный потенциал металла Me^{z+}/Me^0 равен электродвижущей силе E, которая возникает в гальваническом элементе, состоящем из этого металла и водородного электрода сравнения:

$$E = \varepsilon_{Me^{z+}/Me^0} - \varepsilon_{2H^+/H_2} = \varepsilon_{Me^{z+}/Me^0} - \varepsilon_{2H^+/H_2} = \varepsilon_{Me^{z+}/Me^0}.$$

Металл относительно стандартного водородного электрода может заряжаться отрицательно или положительно. В зависимости от этого электродному потенциалу металла приписывают знак «минус» или «плюс» соответственно.

На значение электродных потенциалов влияют разные факторы (природа металла и электролита, температура и концентрация раствора и т. п.), поэтому для сравнительной характеристики химической активности металлов необходимо знать их потенциалы, измеренные при одинаковых, стандартных, условиях.

> ***Стандартным электродным потенциалом*** *ε^0 металла называется* ***потенциал, измеренный относительно стандартного водородного электрода*** *при стандартных условиях и активности ионов металла в растворе 1 моль/л.*

Значение стандартных электродных потенциалов для известных металлов приводятся в специальных справочниках (табл. 10.1).

> *Величины стандартных электродных потенциалов характеризуют силу окислителей и восстановителей: чем выше значение ε^0, тем более активным окислителем является окисленная форма электрохимической системы, и, наоборот, чем ниже значение ε^0, тем более активным восстановителем является восстановленная форма.*

Для примера рассмотрим электрохимические системы Ag^+/Ag (ε^0 = +0,80 В) и Fe^{2+}/Fe (ε^0 = –0,44В). Из сравнения значений стандартных электродных потенциалов видно, что более сильным окислителем является окисленная форма серебра Ag^+, а более активным восстановителем – восстановленная форма железа Fe^0.

На практике электрохимические процессы очень редко происходят при стандартных условиях. Поэтому в реальной практике числовое *значение электродного потенциала* рассчитывают по ***уравнению Нернста***:

$$\varepsilon = \varepsilon^0 + \frac{0,059}{z}\lg[Me^{m+}].$$

где ε^0 – стандартный электродный потенциал (табл. 10.1); z – количество электронов, которые принимают участие в элементарном акте электрохимического процесса; $[Me^{m+}]$ – концентрация ионов металла в растворе.

Таблица 10.1 – Стандартные электродные потенциалы

Восстановленная форма	Количество электронов, отданных атомом	Окисленная форма	Стандартный электродный потециал, В
Li	1e	Li^{+}	-3,05
K	1e	K^{+}	-2,925
Rb	1e	Rb^{+}	-2,925
Cs	1e	Cs^{+}	-2,923
Ba	2e	Ba^{2+}	-2,91
Sr	2e	Sr^{2+}	-2,89
Ca	2e	Ca^{2+}	-2,87
Na	1e	Na^{+}	-2,71
Mg	2e	Mg^{2+}	-2,36
Al	3e	Al^{3+}	-1,66
Mn	2e	Mn^{2+}	-1,18
Zn	2e	Zn^{2+}	-0,76
Cr	3e	Cr^{3+}	-0,74
Fe	2e	Fe^{2+}	-0,44
Cd	2e	Cd^{2+}	-0,40
Co	2e	Co^{2+}	-0,28
Ni	2e	Ni^{2+}	-0,25
Sn	2e	Sn^{2+}	-0,14
Pb	2e	Pb^{2+}	-0,13
Fe	3e	Fe^{3+}	-0,04
H_2	2e	$2H^{+}$	0,00
Cu	2e	Cu^{2+}	0,34
Cu	1e	Cu^{+}	0,52
2Hg	2e	$Hg_2{}^{2+}$	0,79
Ag	1e	Ag^{+}	0,80
Hg	2e	Hg^{2+}	0,85
Pt	2e	Pt^{2+}	1,20
Au	3e	Au^{3+}	1,50

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
адсорбция	адсорбція	adsorption	adsorption	الامتصاص
гальванический элемент	гальванічний елемент	galvanic element	cellule galvanique	الخلية الجلفانية,بطارية
сосуд	посудина	vessel	bouteille	وعاء
электрод сравнения	електрод порівняння	reference electrode	électrode de référence	مرجع الكهربائي
электродвижущая сила	електрорушійна сила	electromotive force	force électromotrice	القوة المحركة الكهربائية

Запомните!

1. *Стандартный потенциал водородного электрода равен нулю.*
2. *Чем выше значение стандартного электродного потенциала, тем более активным окислителем является катион металла.*
3. *Чем ниже значение стандартного электродного потенциала, тем более активным восстановителем является металл.*

Контрольные вопросы

1. Что называется электродным потенциалом?
2. Чему равен водородный электродный потенциал?

3. Что такое стандартный электродный потенциал металла? Как он измеряется?
4. Как рассчитать электродный потенциал металла?

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильных может быть один или несколько

1. Относительно какого электрода определяют стандартные электродные потенциалы металлов:
а) водородного; б) хлорсеребряного; в) каломельного; г) хингидронного?

2. Какой процесс протекает на аноде при электрохимических процессах:
а) окисление; б) восстановление; в) нейтрализация; г) конденсация?

3. По уравнению Нернста рассчитайте электродный потенциал цинка при 298 К и концентрации $[Zn^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л, если $\varepsilon^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76 В$:
а) –0,059 В; б) –0,76 В; в) –0,70 В; г) –0,819 В.

4. Чему равен потенциал электрода, изготовленного из олова и погруженного в раствор $Sn(NO_3)_2$ концентрации 0,0 1моль/л? $\varepsilon^0_{Sn^{2+}/Sn} = -0,14 В$:
а) –0,199; б) –0,091; в) +0,199; г) +0,091.

10.4 Электрохимический ряд напряжений металлов

Последовательность размещения металлов в порядке возрастания стандартных электродных потенциалов*, которому отвечает уменьшение активности металлов, называется электрохимическим* ***рядом напряжений металлов***:



Из анализа ряда напряжений металлов вытекает несколько важных выводов.

1. Металлы, которые стоят в ряду напряжений до магния, вытесняют водород из воды. Например:

$$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow.$$

Но те активные металлы (Al, Zn, Fe), которые размещаются в ряду напряжений после Mg, при обычных условиях с H_2O не взаимодействуют, поскольку на их поверхности моментально образуется оксидная пленка и защищает металл от действия воды.

2. Металлы, стоящие в ряду напряжений до H_2, вытесняют водород из кислот-неокислителей (HCl, H_3PO_4, CH_3COOH, разб. H_2SO_4 и т. п.). Например:

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow.$$

Для металлов, которые находятся в ряду напряжений после Mg, характерна закономерность: более активный металл вытесняет менее активный из раствора его соли (рис. 10.5). Или в общем случае: металл, располагающийся ближе к началу ряда напряжений, вытесняет другой металл, стоящий правее, из раствора его соли. А *металлы, расположенные в ряду напряжений до Mg, настолько активны, что в водных растворах солей взаимодействуют не с солью, а с водой*.

3. *Восстановительные свойства металлов уменьшаются от начала ряда напряжений, а окислительные свойства катионов металлов, наоборот, – от конца ряда*. Так, металлы Li, Na, Mg, Zn проявляют сильные восстановительные свойства и легко окисляются, а катионы Pt^{2+}, Au^{3+}, Ag^{+}, Cu^{2+} являются сильными окислителями, которые быстро восстанавливаются до свободных металлов.

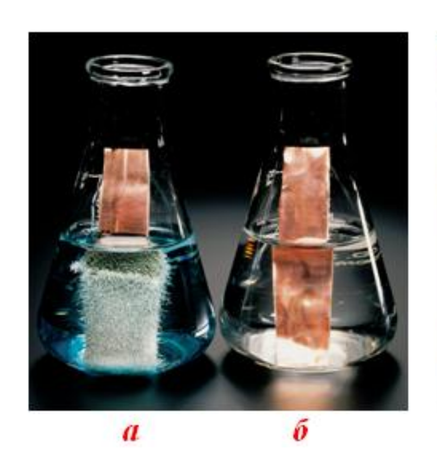



Рисунок 10.5 – Взаимодействие металла с солью другого металла в растворе:
а) вытеснение медью катионов Ag^+ из раствора $AgNO_3$ в результате протекания реакции

$$Cu + 2AgNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag\downarrow,$$

при этом Ag осаждается на медной пластинке;
б) при погружении медной пластинки в раствор соли более активного металла ($ZnSO_4$) реакция не происходит;
в) вытеснение алюминием катионов Cu^{2+} из раствора $CuSO_4$ в результате протекания реакции

$$2Al + 3CuSO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3Cu\downarrow,$$

чистая медь осаждается на дне стакана

Пример 10.1. Какие процессы будут наблюдаться, если кусочек натрия поместить в раствор медного купороса?
Решение. Из электрохимического ряда напряжений видно, что натрий намного активнее меди, однако при контакте с раствором медного купороса Na взаимодействует не с $CuSO_4$, а с водой, поэтому будет наблюдаться выделение водорода:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow.$$

Пример 10.2. Как изменится масса цинковой пластины при погружении ее в растворы солей: а) $AgNO_3$; б) $Ni(NO_3)_2$; в) $Al(NO_3)_3$?
Решение. При взаимодействии Zn с солью менее активного металла пластина начнет растворяться, но одновременно на ней будет осаждаться восстановленный металл из растворенной соли, поэтому изменение массы цинковой пластины зависит от соотношения эквивалентных масс цинка и металла.

Обозначим исходную массу цинковой пластины через **m.**

а) В соответствии с положением в электрохимическом ряду более активный цинк вытесняет малоактивное серебро из раствора его соли:

$$Zn + 2AgNO_3 \rightarrow 2Ag\downarrow + Zn(NO_3)_2.$$

Из уравнения реакции видно, что количество вещества серебра в два раза больше, чем количество вещества цинка. Пусть $\nu(Zn) = x$, тогда $\nu(Ag) = 2\nu(Zn) = 2x$, а их массы:

$$\mathbf{m}(Zn) = \nu \cdot M = 65x, \qquad \mathbf{m}(Ag) = 108 \cdot 2x = 216x.$$

Конечная масса пластины $\mathbf{m}_{кон}$ определяется разницей между массой растворившегося цинка и осевшего на пластине серебра:

$$\mathbf{m}_{кон} = \mathbf{m} - \mathbf{m}(Zn) + \mathbf{m}(Ag) = \mathbf{m} - 65x + 216x = \mathbf{m} + 151x.$$

Итак, масса пластины возрастает.

б) В электрохимическом ряду напряжений цинк размещается до никеля, поэтому при погружении цинковой пластины в раствор никелевой соли протекает реакция

$$Zn + Ni(NO_3)_2 \rightarrow Ni\downarrow + Zn(NO_3)_2.$$

Пусть $\nu(Zn) = x$. Из соотношения коэффициентов в уравнении реакци (1:1) видно, что $\nu(Ni) = \nu(Zn) = x$, тогда массы металлов и конечная масса пластины равны:

$$\mathbf{m}(Zn) = 65x, \qquad \mathbf{m}\ (Ni) = 59x.$$

$$\mathbf{m}_{кон} = \mathbf{m} - \mathbf{m}\ (Zn) + \mathbf{m}\ (Ni) = \mathbf{m} - 65x + 59x = \mathbf{m} - 6x.$$

В этом случае масса пластины уменьшается.

в) Поскольку цинк в электрохимическом ряду напряжений металлов стоит до алюминия, он не может вытеснять алюминий из раствора его соли, поэтому Zn не реагирует с $Al(NO_3)_3$ и масса пластины не изменяется.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
ряд напряжений металлов	ряд напруг металів	electric series	série électrique	عدد من الإجهاد المعدني

Запомните!

1. *По положению металла в электрохимическом ряду напряжений можно определить активность металлов в реакциях, протекающих в растворах электролитов.*
2. *Восстановительные свойства металлов уменьшаются от начала ряда напряжений.*
3. *Окислительные свойства катионов металлов уменьшаются от конца ряда напряжений.*

Контрольные вопросы

1. Что называется электрохимическим рядом напряжений металлов?
2. Какие металлы могут взаимодействовать с водой; с неокислительными кислотами?
3. Что происходит при погружении очень активных металлов в раствор соли малоактивного металла?
4. В каком случае металл может вытеснять другой металл из раствора его соли?

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильных может быть один или несколько

1. Электрохимический ряд напряжений металлов – это последовательное размещение металлов в порядке:
а) увеличения из атомных масс; б) уменьшения порядкового номера; в) уменьшения окислительной активности катионов; г) уменьшения восстановительной активности металлов.

2. В каком случае на электроде осаждается чистая медь? Стандартные электродные потенциалы металлов: $\varepsilon^0_{Zu^{2+}/Zn} = -0{,}76B$; $\varepsilon^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0{,}34B$; $\varepsilon^0_{Ag^{+}/Ag} = +0{,}80B$:
а) цинковый электрод опущен в раствор $CuSO_4$; б) серебряный электрод опущен в раствор $CuSO_4$; в) медный электрод опущен в раствор $ZnSO_4$; г) медный электрод опущен в раствор $AgNO_3$.

3. Исходя из значений стандартных электродных потенциалов, определите, катион какого металла проявляет окислительные свойства в наибольшей степени. Стандартные электродные потенциалы металлов: $\varepsilon^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0{,}44B$; $\varepsilon^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0{,}34B$; $\varepsilon^0_{Co^{2+}/Co} = -0{,}28B$; $\varepsilon^0_{Au^{3+}/Au} = +1{,}70B$:
а) Fe^{2+}; б) Cu^{2+}; в) Co^{2+}; г) Au^{3+}.

4. Исходя из значений стандартных электродных металлов, выберите металл с наибольшей восстановительной активностью. Стандартные электродные потенциалы металлов: $\varepsilon^0_{Ti^{2+}/Ti} = +1{,}70B$; $\varepsilon^0_{Au^{3+}/Au} = +1{,}70B$; $\varepsilon^0_{Hg^{2+}/Hg} = +0{,}80B$; $\varepsilon^0_{Mg^{2+}/Mg} = -1{,}71B$:
а) Ti; б) Au; в) Hg; г) Mg.

5. В каком случае масса медной пластинки увеличится при погружении в раствор указанной соли? Стандартные электродные потенциалы равны:
$\varepsilon^0_{Na^{+}/Na} = -2{,}71B$; $\varepsilon^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0{,}44B$; $\varepsilon^0_{Ag^{+}/Ag} = +0{,}80B$; $\varepsilon^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0{,}76B$; $\varepsilon^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0{,}34B$:
а) $NaNO_3$; б) $Fe(NO_3)_2$; в) $AgNO_3$; г) $Zn(NO_3)_2$.

6. В каком случае при погружении металлической пластины в раствор соли будет происходить взаимодействие? Стандартные электродные потенциалы металлов:
$\varepsilon^0_{Ag^{+}/Ag} = +0{,}80B$; $\varepsilon^0_{Pb^{2+}/Pb} = -0{,}13B$; $\varepsilon^0_{Mg^{2+}/Mg} = -2{,}37B$; $\varepsilon^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0{,}76B$; $\varepsilon^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0{,}34B$; $\varepsilon^0_{Sn^{2+}/Sn} = -0{,}14B$; $\varepsilon^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0{,}44B$; $\varepsilon^0_{Fe^{3+}/Fe} = -0{,}04B$:
а) Ag и $Pb(NO_3)_2$; б) Zn и Mg $(NO_3)_2$; в) Cu и $SnCl_2$; г) Fe и $FeCl_3$.

7. В каждый из четырех стаканов с голубым раствором медного купороса $CuSO_4$ поместили по кусочку металла: в первый – Na, во второй – Au, в третий – Zn, в четвертый – Pt. В каком стакане произойдет обесцвечивание раствора? Стандартные электродные потенциалы равны:
$\varepsilon^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0{,}34B$; $\varepsilon^0_{Na^{+}/Na} = -2{,}71B$; $\varepsilon^0_{Au^{3+}/Au} = +1{,}70B$; $\varepsilon^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0{,}76B$; $\varepsilon^0_{Pt^{2+}/Pt} = +0{,}19B$:
а) $CuSO_4 + Na \rightarrow \ldots$; б) $CuSO_4 + Au \rightarrow \ldots$; в) $CuSO_4 + Zn \rightarrow \ldots$; г) $CuSO_4 + Pt \rightarrow \ldots$.

8. В раствор $FeCl_3$ бурого цвета поместили по кусочку металла: в первый стакан – Fe, во второй – Na, в третий – Cu, в четвертый – Au. В каком стакане наблюдается постепенное обесцвечивание раствора $FeCl_3$:
$\varepsilon^0_{Fe^{3+}/Fe} = -0{,}04B$; $\varepsilon^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0{,}44B$; $\varepsilon^0_{Na^{+}/Na} = -2{,}71B$; $\varepsilon^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0{,}34B$; $\varepsilon^0_{Au^{3+}/Au} = +1{,}70B$.
а) $FeCl_3 + Fe \rightarrow \ldots$?; б) $FeCl_3 + Na \rightarrow \ldots$?; в) $FeCl_3 + Cu \rightarrow \ldots$?; г) $FeCl_3 + Au \rightarrow \ldots$?

9. В каком случае масса цинковой пластинки увеличится при погружении в раствор указанной соли? Стандартные электродные потенциалы равны:
$\varepsilon^0_{Na^{+}/Na} = -2{,}71B$; $\varepsilon^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0{,}44B$; $\varepsilon^0_{Ag^{+}/Ag} = +0{,}80B$; $\varepsilon^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0{,}76B$; $\varepsilon^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0{,}34B$:

а) $NaNO_3$; б) $Mg(NO_3)_2$; в) $AgNO_3$; г) $Ni(NO_3)_2$.

10. При погружении какого металла в раствор $CuCl_2$ будет выделяться водород: $\varepsilon^0_{Cu^{2+}/Cu}=+0{,}34В$; $\varepsilon^0_{Ag^{+}/Ag}=+0{,}80В$; $\varepsilon^0_{Fe^{2+}/Fe}=-0{,}44В$; $\varepsilon^0_{Sr^{2+}/Sr}=-2{,}89В$; $\varepsilon^0_{Ba^{2+}/Ba}=-2{,}91В$:
   а) Ag; б) Fe; в) Sr; г) Ba.

11. Какой металл способен вытеснить олово из раствора соли $Sb(NO_3)_2$: $\varepsilon^0_{Cd^{2+}/Cd}=-0{,}40В$; $\varepsilon^0_{Cu^{2+}/Cu}=+0{,}34В$; $\varepsilon^0_{Pb^{2+}/Pb}=-0{,}13В$; $\varepsilon^0_{Zn^{2+}/Zn}=-0{,}76В$:
   а) Cd; б) Cu; в) Pb; г) Zn.

10.4 Гальванические элементы

Гальванические элементы – это химические источники электрического тока.

Гальванический элемент содержит два металлических электрода, которые отличаются значениями своих электродных потенциалов. Электроды соединены между собою проводником и погружены в раствор электролита (рис. 10.6). **Более активный металл** является **анодом**, на котором протекает окисление, а **менее активный – катодом**, на котором протекает восстановление. Электроны, которые освобождаются при окислении анода, перемещаются на катод. Благодаря пространственному разделению полуреакций окисления и восстановления возникает электрический ток.

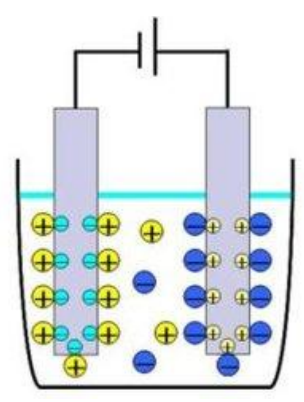


Рисунок 10.6 – Простейший гальванический элемент

Гальваническим элементом *называется* ***устройство****, в котором* ***химическая энергия окислительно-восстановительной реакции преобразуется в электрическую****.*

Окислительно-восстановительная реакция самопроизвольно протекает в том направлении, при котором металл с более высоким значением электродного потенциала является окислителем (катодом).

Итак, катодом (окислителем) является электрод, изготовленный из менее активного металла, электродный потенциал которого более положителен. Именно поэтому *катод в схемах гальванических элементов обозначается знаком плюс*. И, наоборот, анодом (восстановителем) является электрод, изготовленный из более активного металла, у которого электродный потенциал более отрицателен, поэтому *анод обозначается знаком «минус»*.



Рисунок 10.7 – Гальванический элемент Якоби-Даниэля

Для примера рассмотрим *гальванический элемент Якоби-Даниэля* (рис. 10.7). Он состоит из цинкового и медного электродов, погруженных в растворы электролитов – солей $ZnSO_4$ и $CuSO_4$ соответственно концентрации 1 моль/л. Электролиты соединены через электролитический мостик, который позволяет ионам перемещаться из одного раствора электролита в другой.

Стандартные электродные потенциалы цинка и меди равны:

$$\varepsilon^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0{,}76\text{В}, = +0{,}34\text{В}.$$

Если гальваническую цепь замкнуть, то происходит окисление анода:

$$(-)\text{А:}\quad Zn^0_{(тв)} - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}_{(р\text{-}р)}.$$

Часть электронов переходит с более активного цинка на менее активную медь. При появлении избыточных электронов на медном катоде катионы Cu^{2+} из раствора $CuSO_4$ перемещаются к поверхности катода и восстанавливаются на ней:

$$(+)\text{К:}\quad Cu^{2+}_{(р\text{-}р)} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0_{(тв)}.$$

В результате протекания обеих полуреакций сохраняется разность потенциалов между электродами и возникает постоянный электрический ток – *направленное движение электронов во внешней цепи от анода к катоду*.

Атомы цинка с поверхности электрода в результате окисления превращаются в ионы и переходят в раствор $ZnSO_4$, который должен заряжаться положительно. С другой стороны, катионы Cu^{2+} из раствора $CuSO_4$ перемещаются к катоду и восстанавливаются на нем, поэтому за счет нескомпенсированного количества ионов SO_4^{2-} этот раствор должен заряжаться отрицательно. Однако этого не происходит, потому что электронейтральность растворов обеспечивается переходом ионов SO_4^{2-} через электролитический мостик из прикатодного пространства в прианодное.

Схема гальванического элемента Якоби-Даниэля изображается с помощью условной записи

$$\text{А}(-)\quad Zn|\, ZnSO_4 \,||\, CuSO_4 \,|\, Cu \qquad (+)\text{К},$$

где одной вертикальной чертой обозначается граница раздела между электродом и электролитом, а двумя – между растворами солей. В том случае, когда $C_{(электролита)} \neq 1$моль/л, в схемах указываются концентрации растворов электролитов. Общее уравнение реакции, протекающей при работе гальванического элемента, записывают так:

$$Zn + CuSO_4 \rightarrow Cu\downarrow + ZnSO_4.$$

Стандартная электродвижущая сила E^0 (ЭДС) гальванического элемента всегда положительна, ее можно рассчитать по формуле

$$E^0 = \varepsilon^0_K - \varepsilon^0_A,$$

где ε^0_K и ε^0_A – электродные потенциалы катода и анода соответственно.

Если условия отличаются от стандартных и $C_{(электролита)} \neq 1$моль/л, то величина ЭДС рассчитывается по формуле

$$E = \varepsilon_K - \varepsilon_A,$$

а электродные потенциалы анода и катода (ε_K и ε_A) – по уравнению Нернста:

$$\varepsilon = \varepsilon^0 + \frac{0{,}059}{z}\lg[Me^{m+}].$$

Пример 10.3. Составьте схемы гальванических элементов, в одном из которых никель является анодом, а в другом – катодом. Напишите для каждого из этих элементов электронные уравнения электродных процессов и общее уравнение химической реакции, протекающей в гальваническом элементе. Вычислите стандартную ЭДС.

Решение. В гальваническом элементе с никелевым анодом катодом может служить металл с большим значением стандартного электродного потенциала, например, медь:

$$\varepsilon^0_{Ni^{2+}/Ni} = -0{,}25\text{В}, \qquad \varepsilon^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0{,}34\text{В}.$$

В качестве электролитов можно взять растворимые соли, например, $NiSO_4$ и $CuSO_4$, причем концентрации их растворов должны быть 1 моль/л, поскольку речь идет о стандартной ЭДС. Схема гальванического элемента

$$\text{А}(-)\quad Ni|\, NiSO_4 \,||\, CuSO_4 \,|\, Cu \quad (+)\text{К}.$$

Электронные уравнения электродных процессов и общее уравнение химической реакции, протекающей в гальваническом элементе:

$$(-)\text{А:}\quad Ni^0 - 2\bar{e} \rightarrow Ni^{2+},$$

$$(+)\text{К:}\quad Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0:$$

$$CuSO_4 + Ni \rightarrow Cu + NiSO_4.$$

Стандартная электродвижущая сила этого гальванического элемента

$$E^0 = \varepsilon_K^0 - \varepsilon_A^0 = 0{,}34 - (-0{,}25) = 0{,}59 \text{ В}.$$

Если никелевый электрод будет катодом, то в качестве анода необходимо взять более активный металл, например, марганец (= –1,18В):

$$A(-) \quad Mn \mid MnSO_4 \parallel NiSO_4 \mid Ni \quad (+)K.$$

Электронные уравнения электродных процессов и общее уравнение химической реакции, протекающей в гальваническом элементе:

$$(-)A: \quad Mn^0 - 2\bar{e} \rightarrow Mn^{2+},$$
$$(+)K: \quad Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ni^0;$$
$$NiSO_4 + Mn \rightarrow Ni + MnSO_4.$$

Стандартная электродвижущая сила

$$E^0 = \varepsilon_K^0 - \varepsilon_A^0 = -0{,}25 - (-1{,}18) = 0{,}93 \text{ В}.$$

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
химический источник электрического тока	хімічне джерело електричного струму	chemical current source	source chimique de courant électrique	المصدر الكيميائي للتيار الكهربائي

Запомните!

1. *В гальваническом элементе процессы окисления и восстановления пространственно разделены.*
2. *Анодом является электрод с более отрицательным значением электродного потенциала, а катодом – электрод с более положительным значением электродного потенциала.*
3. *Атомы металла на поверхности анода окисляются и переходят в электролит в виде катионов. Катионы металла из прикатодного электролита восстанавливаются и осаждаются на поверхности катода.*
4. *Направление электрического тока в гальваническом элементе – от анода к катоду.*

Контрольные вопросы

1. Что называется гальваническим элементом?
2. Какой электрод в гальваническом элементе является анодом, а какой – катодом?
3. В каком направлении движется электрический ток?
4. Опишите гальванический элемент Якоби-Даниэля.
5. Как рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента?

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильных может быть один или несколько.

1. Как называется устройство, которое преобразует энергию химической реакции в электрическую и представляет собой систему, составленную из двух соединенных между собой электродов, погруженных в раствор электролита:
а) электролизер; б) гальванический элемент; в) аккумулятор; г) топливный элемент?

2. Схема гальванического элемента имеет вид $Al|Al(NO_3)_3(1M)||AgNO_3(1M)|Ag$. Рассчитайте ЭДС этого элемента при температуре 298 К. $\varepsilon^0_{Al^{3+}/Al} = -1{,}70$ *В;* $\varepsilon^0_{Ag^+/Ag} = +0{,}80$ *В:*
а) –0,90 В; б) –2,50 В; в) +0,90 В; г) +2,50 В.

3. Какая окислительно-восстановительная реакция протекает в гальваническом элементе, состоящем из железной пластины, погруженной в раствор $FeSO_4$, и медной пластины, погруженной в раствор $CuSO_4$:
а) $Fe^0 + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu^0$; б) $Cu^0 + Fe^{2+} \rightarrow Cu^{2+} + Fe^0$;

в) $Fe^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow FeSO_4$; г) $Cu^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow CuSO_4$?

4. В гальваническом элементе катодом является свинцовая пластина, погруженная в раствор $Pb(NO_3)_2$. Какой металл можно использовать в качестве анода: $\varepsilon^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34$ В; $\varepsilon^0_{Pb^{+2}/Pb} = -0,13$ В; $\varepsilon^0_{Ag^{+}/Ag} = +0,80$ В; $\varepsilon^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44$ В; $\varepsilon^0_{Al^{+3}/Al} = -1,66$ В:
а) Cu; б) Ag; в) Fe; г) Al?

10.5 Электролиз

Если электроды, которые находятся в растворе электролита, соединить с источником постоянного электрического тока, то в полученном устройстве катионы перемещаются к катоду (отрицательно заряженному электроду) и восстанавливаются на нем, а анионы – к аноду (положительно заряженному электроду) и окисляются. Такое устройство называется *электролизером*, или *электролитической ванной* (рис. 10.8).

Электролиз** – это **совокупность окислительно-восстановительных процессов**, протекающих на электродах в растворах или расплавах электролитов **при пропускании** через них **постоянного электрического тока.

При электролизе на катоде идет процесс восстановления, а на аноде – окисления, однако знаки зарядов на электродах противоположны тем, которые имеются в гальваническом элементе, т. е. *катод заряжен отрицательно, а анод – положительно*.

Для примера рассмотрим электролиз расплава хлорида натрия NaCl. Под действием постоянного электрического тока катионы натрия передвигаются к катоду и присоединяют электроны из внешней цепи:

$$(-)К: \quad Na^+ + 1\bar{e} \rightarrow Na^0,$$

а анионы хлора перемещаются к положительно заряженному аноду и отдают избыточные электроны:

$$(+)А: \quad 2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2.$$

Суммарное уравнение электролиза расплава хлорида натрия:

$$2NaCl_{(расплав)} \xrightarrow{Электролиз} 2Na + Cl_2.$$

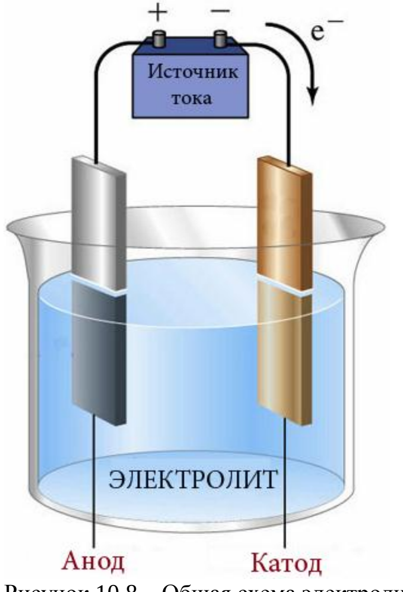


Рисунок 10.8 – Общая схема электролизера

При электролизе водных растворов на электродах наряду с ионами электролитов могут разряжаться молекулы воды H_2O и ионы H^+ и OH^-, если они имеются в растворе.

Среди нескольких возможных электродных процессов при электролизе происходит тот, который требует затраты наименьшей работы и определяется минимальной энергией. Поэтому на катоде в первую очередь восстанавливается окисленная форма системы с большим значением электродного потенциала, а на аноде окисляется восстановленная форма системы с меньшим электродным потенциалом.

Катодные процессы при электролизе водных растворов электролитов подчиняются определенным ***правилам разрядки.***

1. При наличии в растворе катионов металлов, стоящих в начале ряда напряжений (примерно до Al), на катоде выделяется только водород, потому что происходит восстановление воды (из нейтральных или щелочных растворов) или ионов H^+ (из кислой среды):

$$(-)К:\quad 2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-, \qquad \varepsilon^0 = -0{,}826\ В,$$

$$(-)К:\quad 2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2, \qquad \varepsilon^0 = -0{,}413\ В.$$

2. Если катион электролита имеет большую величину электродного потенциала (приблизительно от Sn до Au), то на катоде разряжаются только катионы металла:

$$(-)К:\quad Me^{m+} + m\bar{e} \rightarrow Me^0, \quad \varepsilon^0 >> -0{,}413\ В.$$

3. Если в растворе электролита находятся катионы металлов средней части ряда напряжений (от Al, Ti до ~Ni), то на катоде *могут* одновременно восстанавливаться и молекулы воды, и катионы металла:

$$(-)К: \quad \begin{cases} 2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-, \\ Me^{n+} + n\bar{e} \rightarrow Me^0. \end{cases}$$

При наличии в электролите нескольких видов катионов на катоде сначала восстанавливаются те, у которых значение электродного потенциала больше.

Анодные процессы при электролизе водных растворов электролитов определяются материалом анода и природой аниона.

1. *Аноды подразделяются на две группы*:

- *инертные,* или нерастворимые, аноды (например, графит, Au, Pt, Ir, Ta), которые не окисляются во время электролиза. *Инертные аноды* не принимают участия в электрохимических процессах благодаря химической стойкости, поэтому их используют для электролиза солей тех металлов, которые размещаются от начала ряда напряжений до Al включительно;
- *активные,* или растворимые, аноды, которые окисляются в ходе электролиза.

2. *В зависимости от природы аниона* на инертных электродах при электролизе могут протекать разные процессы.

- Если в растворе присутствуют анионы бескислородных кислот (S^{2-}, Cl^-, Br^-, I^-, *за исключением F^-!)*, то происходит их окисление:

$$(+)А:\quad An^{n-} - n\bar{e} \rightarrow An^0.$$

- При наличии в электролите кислородсодержащих анионов (SO_4^{2-}, PO_4^{3-}, NO_3^-, OH^- и др.) и фторид-иона F^- в кислой и нейтральной средах разряжаются молекулы воды:

$$(+)А:\quad 2H_2O - 4\bar{e} \rightarrow O_2^0 + 4H^+, \qquad \varepsilon^0 = +\ 1{,}229В,$$

а в щелочной среде – гидроксильные ионы:

$$(+)А:\quad 4OH^- - 4\bar{e} \rightarrow O_2^0 + 2H_2O, \quad \varepsilon^0 = -0{,}413В.$$

*Если раствор или расплав электролита содержит несколько видов анионов, то **на инертном аноде в первую очередь окисляются те, у которых значение электродного потенциала меньше**.*
*В случае **растворимых анодов** происходит растворение металла, из которого изготовлен анод, если его стандартный электродный потенциал **меньше**, чем стандартный электродный потенциал кислородного электрода (+1,229 В).*

Например, если анод изготовлен из таких металлов, как Cu, Ag, Ni, Sn, Zn, то при электролизе водного раствора электролита на аноде будут окисляться не анионы, а сами электроды, причем в результате окисления металл анода растворяется и переходит в раствор в виде катионов:

$$Me^0_{(тв)} - m\bar{e} \rightarrow Me^{m+}_{(р\text{-}р)}, \text{ если } \varepsilon^0 < +1{,}229\ В.$$

Катионы Me^{m+} постепенно перемещаются к катоду, где восстанавливаются и осаждаются.

Электрохимические процессы, происходящие при электролизе, количественно описываются законами, сформулированными М. Фарадеем.

Первый закон Фарадея.
*Масса **m** вещества, которое подвергается электрохимическому превращению, пропорциональна количеству электричества **q**, проходящего через электролит, и не зависит от других факторов.*

Количество электричества **q** (Кл) определяется произведением силы тока **I** (А) на продолжительность электролиза **τ** (с), поэтому ***первый закон Фарадея*** можно записать в виде

$$m = \frac{m_{экв} \cdot I \cdot t}{F},$$

где F – постоянная Фарадея; $m_{экв}$ – эквивалентная масса вещества.

Если вещество выделяется на электроде в газообразном состоянии, то его объем вычисляют по уравнению

$$V_{газа} = \frac{V_{экв} \cdot I \cdot t}{F}.$$

Физический смысл постоянной Фарадея: F характеризует заряд одного моля эквивалентов вещества, которое подвергается электрохимическому преобразованию. Один моль эквивалентов вещества несет $6{,}022 \cdot 10^{23}$ элементарных зарядов (постоянная Авогадро), а элементарный заряд равен $1{,}6022 \cdot 10^{-19}$ Кл, отсюда величина постоянной Фарадея равна:

$$F = N_A \cdot e = 6{,}022 \cdot 10^{23} \cdot 1{,}6022 \cdot 10^{-19} = 96485 \text{ Кл/моль} \approx 96500 \text{ Кл/моль}.$$

Второй закон Фарадея
Массы веществ, которые выделяются на электродах под действием одинакового количества электричества, пропорциональны эквивалентным массам этих веществ:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{m_{экв1}}{m_{экв2}}, \text{ если } q_1 = q_2.$$

Пример 10.4. Какие продукты и в какой последовательности выделяются на катоде при электролизе водного раствора, содержащего смесь солей: $NaNO_3$, $AgNO_3$, $Pb(NO_3)_2$, $Fe(NO_3)_3$?

Решение. Сравнивая стандартные электродные потенциалы металлов (табл. 10.1), определяем последовательность разрядки катионов:

1) $Ag^+ + 1\bar{e} \rightarrow Ag^0$, $\varepsilon^0_{Ag^+/Ag} = +0{,}80$ В;
2) $Fe^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Fe^0$, $\varepsilon^0_{Fe^{3+}/Fe} = -0{,}037$ В;
3) $Pb^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Pb^0$, $\varepsilon^0_{Pb^{2+}/Pb} = -0{,}127$ В.

После выделения перечисленных металлов будет происходить восстановление воды и ионов водорода по схеме:

4) $2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-$,
5) $2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2^0$, $= -0{,}413$ В.

Катионы Na^+ ($\varepsilon^0_{Na^+/Na} = -2{,}714$ В) из водных растворов восстанавливаться не будут.

Пример 10.5. Какие процессы будут протекать на электродах при электролизе водного раствора сульфата никеля (II): а) с инертным анодом; б) с никелевым анодами?

Решение. *а)* Рассмотрим электролиз раствора сульфата никеля (II) с инертным анодом. Стандартный электродный потенциал никеля равен $\varepsilon^0 = -0{,}25$ В. Поэтому на катоде восстанавливаются (и осаждаются) катионы Ni^{2+}:

$$(-)К: \quad Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ni^0.$$

Анионы SO_4^{2-} относятся к кислородсодержащей кислоте, поэтому на аноде происходит окисление воды по схеме:

$$(+)А: \quad 2H_2O - 4\bar{e} \rightarrow O_2 + 4H^+,$$

а накопление ионов H^+ способствует образованию возле анода вторичного продукта электролиза – H_2SO_4. Общее уравнение электролиза:

$$2NiSO_4 + 2H_2O \xrightarrow{\text{Электролиз}} 2Ni + O_2 + 2H_2SO_4.$$

б) При электролизе водного раствора $NiSO_4$ с растворимым никелевым анодом будет происходить разрушение материала анода в результате его окисления:

$$(+)А: \quad Ni^0_{(тв)} - 2\bar{e} \rightarrow Ni^{2+}_{(р\text{-}р)}.$$

На катоде, как и в первом случае, восстанавливаются катионы Ni^{2+} из раствора

$$(-)К: \quad Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ni^0.$$

Значит, электролиз раствора $NiSO_4$ с никелевым анодом состоит из анодного растворения металла, перемещения катионов Ni^{2+} к катоду и их восстановления до чистого никеля.

Пример 10.6. Составьте электронные уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе раствора соли $CuCl_2$.

Решение. В растворе соли $CuCl_2$ имеются катионы Cu^{2+}, анионы Cl^- и вода H_2O. К катоду (рис. 10.9) будут подходить катионы меди (II) и вода, потенциалы которых равны:

$$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0, \qquad \varepsilon^0 = +0{,}340В,$$

$$2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2^0 + 2OH^-, \qquad \varepsilon^0 = -0{,}826В.$$

Как следует из правил разрядки, на катоде в первую очередь восстанавливаются те частицы, у которых значение электродного потенциала больше. Значит, катодный процесс будет таким:

$$(-)К: \quad Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0.$$

По правилам разрядки на аноде в первую очередь окисляются анионы бескислородных кислот (кроме F^-), поэтому анодная полуреакция будет такой:

$$(+)А: \quad 2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2.$$

Рисунок 10.9 – Схема электролиза водного раствора соли $CuCl_2$

Следовательно, общее уравнение электролиза водного раствора соли хлорида меди (II):

$$CuCl_2 \xrightarrow{\text{Электролиз}} Cu + Cl_2.$$

Пример 10.7. Какой объем газа выделится на инертном аноде и какая масса металла осядет на катоде при электролизе водного раствора $CuSO_4$, если проводить электролиз в течение 0,5 час при силе тока 5 А?

Решение. При электролизе водного раствора $CuSO_4$ на катоде по правилам разрядки будут восстанавливаться катионы Cu^{2+}, а на аноде – окисляться вода:

$$(-)К: \quad Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0,$$

$$(+)А: \quad 2H_2O - 4\bar{e} \rightarrow O_2 + 4H^+.$$

Суммарное уравнение реакции при электролизе:

$$2CuSO_4 + 2H_2O \xrightarrow{\text{Электролиз}} 2Cu + O_2 + 2H_2SO_4.$$

Объем выделившегося на аноде кислорода рассчитаем по первому закону Фарадея. Продолжительность электролиза:

$$\tau = 0{,}5 \text{ час} = 1800 \text{ с.},$$

а эквивалентный объем O_2:

$$V_{экв}(O_2) = V_M(O_2) / ч \cdot В = 22{,}4 / 2 \cdot 2 = 5{,}6 \text{ л/моль}.$$

Тогда объем кислорода, который выделился на аноде, равен

$$V(O_2) = \frac{V_{экв}(O_2) \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{5{,}6 \text{ моль} \cdot 5 \text{ А} \cdot 1800 \text{ с}}{96500 \text{ Кл / моль}} = 0{,}209 \text{ л.}$$

Из второго закона электролиза следует, что количества эквивалентов осажденной на катоде меди и выделившегося на аноде кислорода одинаковы:

$$n_{экв}(Cu) = n_{экв}(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_{экв}(O_2)} = \frac{0{,}209 \text{ л}}{5{,}6 \text{ л / моль}} = 0{,}20373 \text{ моль.}$$

Эквивалентная масса меди определяется отношением ее молярной массы М к валентности В:

$$m_{экв}(Cu) = M(Cu) / В = 63{,}546/2 = 31{,}773 \text{ г/моль},$$

откуда масса меди, которая осаждается на катоде, равна

$$m(Cu) = n_{экв}(Cu) \cdot m_{экв}(Cu) = 0{,}0373 \text{ моль} \cdot 31{,}773 \text{ г/моль}, = 1{,}185 \text{ г.}$$

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
инертный анод	інертний анод	inert anode	anode inerte	الانود الخامل
разрядка	розрядка	discharge	décharge	تفريغ

расплав	розплав	flux, liquid melt	fondre	صهر
растворимый анод	розчинний анод	sacrificial anode	anode soluble	ذوبان القطب الموجب

Запомните!

1. *Эктролиз расплава вещества отличается от электролиза водного раствора этого же вещества.*
2. *При электролизе водных растворов на электродах могут разряжаться не только ионы электролитов, но и молекулы воды и/или ионы H^+ и $OH^–$, которые имеются в растворе.*

Контрольные вопросы

1. Что называется электролизом?
2. Сформулируйте правила разрядки на катоде; на аноде.
3. Какие бывают аноды при электролизе водных растворов. В чем их отличие?
4. Сформулируйте законы Фарадея.
5. В чем состоит физический смысл постоянной Фарадея?

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильных может быть один или несколько.

1. Каким термином обозначают совокупность процессов, протекающих на электродах, погруженных в раствор или расплав электролита, при пропускании постоянного электрического тока:
а) окисление; б) восстановление; в) электролитическая диссоциация; г) электролиз?

2. Какой процесс протекает на *графитовом* аноде при электролизе водного раствора соли $NiSO_4$:
а) $Ni^0 – 2ē \rightarrow Ni^{2+}$; $ε^0$ = –0,25 В; б) $2SO_4^{2–} – 2ē \rightarrow S_2O_8^{2–}$; $ε^0$ = +2,01 В;
в) $2H_2O – 4ē \rightarrow O_2 + 4H^+$; $ε^0$ = +1,23 В; г) $4OH^– – 4ē \rightarrow O_2 + 2H_2O$; $ε^0$ = +0,401 В?

3. Какой процесс протекает на *никелевом* аноде при электролизе водного раствора $NiSO_4$:
а) $Ni^0 – 2ē \rightarrow Ni^{2+}$, $ε^0$ = –0,25В; б) $2SO_4^{2–} – 2ē \rightarrow S_2O_8^{2–}$, $ε^0$ = +2,01В;
в) $2H_2O – 4ē \rightarrow O_2 + 4H^+$, $ε^0$ = +1,23В; г) $4OH^– – 4ē \rightarrow O_2 + 2H_2O$, $ε^0$ = +0,41В?

4. Два инертных электрода опушены в стакан, содержащий 0,1М растворы солей $Zn(NO_3)_2$, $Cu(NO_3)_2$, $AgNO_3$. Какой металл будет первым восстанавливаться на катоде при пропускании постоянного электрического тока:
а) Zn; б) Cu; в) Ag; г) все металлы одновременно?

5. Какие вещества выделяются на электродах при электролизе *водного раствора* соли NaCl:
а) на катоде Na, на аноде Cl_2; б) на катоде H_2, на аноде Cl_2;
в) на катоде Na, на аноде O_2; г) на катоде H_2, на аноде O_2?

6. Какое вещество будет выделяться на катоде в первую очередь при электролизе водного раствора $CuCl_2$ с растворимым цинковым анодом:
а) $Zn^{+2} + 2ē \rightarrow Zn^0$, $ε^0$ = –0,76 В; б) $Cu^{2+} + 2ē \rightarrow Cu^0$, $ε^0$ = +0,34 В;
в) $2H^+ + 2ē \rightarrow H_2^0$, $ε^0$ = –0,41 В; г) $2H_2O + 2ē \rightarrow H_2^0 + 2OH^–$, $ε^0$ = –0,826 В?

7. При электролизе водного раствора KCl среда у катода становится:
а) щелочной; б) кислой; в) нейтральной; г) слабокислой.

8. Какая масса вещества образуется на катоде и какой объем газа (н.у.) выделится на аноде, если при электролизе водного раствора $FeCl_3$ было израсходовано такое количество электричества $q = I\cdot\tau$ = 96500 Кл? $ε^0_{Fe3+/Fe}$=+0,04 В, M(Fe) = 56 г/моль, $M(H_2)$ = 2 г/моль:
а) 56г Fe и 22,4 лO_2; б) 28г Fe и 22,4л Cl_2; в) 2г H_2 и 11,2л O_2; г) 18,7г Fe и 11,2л Cl_2?

9. После пропускания постоянного электрического тока через последовательно соединенные электролизеры, в одном из которых содержится 0,1М раствор $AgNO_3$, а в

другом – 0,1М раствор $Cu(NO_3)_2$, на первом катоде выделилось 108г Ag. Сколько меди выделилось на другом катоде: M(Cu) = 64 г/моль; M(Ag) = 108 г/моль:

а) 64 г; б) 32 г; в) 128 г; г) 16 г?

10. При электролизе водного раствора Na_2SO_4 на катоде выделилось 22,4л H_2 (н.у.). Какой объем O_2 выделился на аноде:

а) 22,4 л; б) 11,2 л; в) 5,6 л; г) 16,8 л?

11. В каком случае на электроде осаждается чистая медь:

$\varepsilon^0_{Zu^{2+}/Zn} = -0{,}76$ *В;* $\varepsilon^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0{,}34$ *В;* $\varepsilon^0_{Ag^{+}/Ag} = +0{,}80$ *В:*

а) цинковый электрод опущен в раствор $CuSO_4$; б) серебряный электрод опущен в раствор $CuSO_4$; в) электролиз раствора $ZnSO_4$ с растворимым медным электродом; г) электролиз раствора $CuSO_4$ с растворимым цинковым электродом?

Раздел 11 КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

11.1 Классификация неорганических соединений

Химические элементы образуют простые и сложные вещества. Простых веществ известно около 500. Это металлы (например, Na, Fe, Cu, Al), неметаллы (например, H_2, Cl_2, O_2, P, S) и полуметаллы (например, As, Ge, Te). Сложные вещества могут быть неорганическими (или минеральными) и органическими. Неорганические вещества подразделяются на отдельные классы: оксиды, соли, кислоты, основания (рис. 11.1).

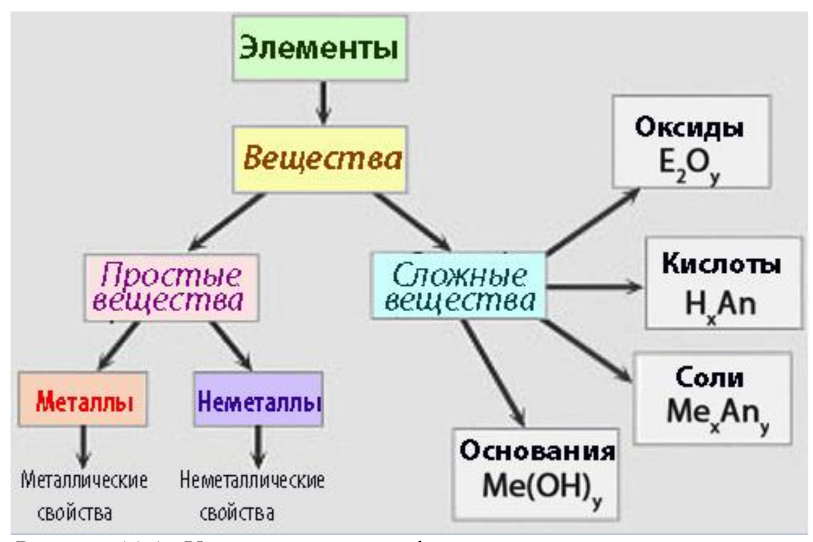


Рисунок 11.1– Упрощенная классификация неорганических веществ.
Обозначения: Me – металл, E – элемент, An – кислотный остаток, x и y – индексы

Кроме того, существуют отдельные группы ***бинарных соединений****, в состав которых входят атомы* ***двух разных элементов***, например:

- водородсодержащие соединения (за исключением кислот) – *гидриды металлов* (NaH, CaH_2, AlH_3);
- азотсодержащие – аммиак (NH_3) и *нитриды* (Na_3N, Mg_3N_2);
- фосфорсодержащие – фосфин (PH_3) и *фосфиды* (Na_3P, Ba_2P_3);
- серосодержащие – сероводород (H_2S) и *сульфиды* (или *халькогениды:* K_2S, FeS, As_2S_3);
- углеродсодержащие – углеводороды C_xH_y и *карбиды* (Ca_2C_2, Al_4C_3, Ag_2C_2);
- кремнийсодержащие – силан (SiH_4) и *силициды* ($MgSi_2$).

В эту классификацию не вошли бинарные соединение, содержащие атомы кислорода в степенях окисления, которые не равны –2, например, *пероксиды* ($H_2O_2^{-1}$, $Na_2O_2^{-1}$), *надпероксиды* ($Na_2O_4^{-1/2}$), *озониды* ($NaO_3^{-1/3}$), фторид кислорода ($O^{+2}F_2$) и т. д. Особое место среди сложных соединений занимает вода, которую формально можно отнести к разным классам, например, к оксидам (H_2***O***), основаниям (H***OH***) или кислотам (***H***OH).

11.2 Оксиды

Почти все химические элементы образуют соединения с кислородом, но не все кислородсодержащие вещества являются оксидами. Оксидом считается такое соединение, в котором атомы кислорода не связаны друг с другом *непосредственно* и находятся в минимальной степени окисления. Например, Na_2O^{-2}, BaO^{-2} и др.

> ***Оксиды*** *– это сложные неорганические соединения, содержащие* ***атомы двух элементов****, один из которых является* ***кислородом в степени окисления –2****.*

Графические формулы. Для изображения расположения атомов и связей в оксиде используют *графические формулы*. Например, графические формулы оксидов:

- элементов с валентностями один (Na_2O), два (NO), три (Al_2O_3) и четыре (CO_2):

$$\overset{I}{Na}-O-\overset{I}{Na} \quad \overset{II}{Na}=O \quad O=\overset{III}{Al}-O-\overset{III}{Al}=O \quad O=\overset{IV}{C}=O$$

- элементов с валентностями пять (P_2O_5), шесть (SO_3), семь (Mn_2O_7) и восемь (OsO_4):

$$O=\overset{V}{P}(=O)-O-\overset{V}{P}(=O)=O \qquad O=\overset{VI}{S}(=O)=O \qquad O=\overset{VII}{Mn}(=O)_2-O-\overset{VII}{Mn}(=O)_2=O \qquad O=\overset{VIII}{Os}(=O)_2=O$$

Номенклатура оксидов. В соответствии с *международной номенклатурой* названия оксидов состоят из названия элемента с указанием его валентности и слова «оксид», например: NO – оксид азота (II), MnO_2 – оксид марганца (IV). Если элемент проявляет постоянную валентность, то ее обычно не указывают: BaO – оксид бария, Na_2O – оксид натрия. Многие оксиды имеют *тривиальные названия*. Например: сурик (Pb_3O_4), глёт (PbO), жженая магнезия (MgO), железная окалина (Fe_3O_4), негашеная известь (CaO), белый мышьяк (As_2O_3), веселящий газ (N_2O), угарный газ (CO), углекислый газ CO_2 и т. д. Для некоторых кислотных оксидов применяется еще *полусистематичная номенклатура*: название оксида происходит от соответствующей кислоты с добавленим слова «ангидрид». Например, серный ангидрид SO_3 (соответствует серной кислоте H_2SO_4) фосфорный ангидрид P_2O_5 (соотвествует фосфорной кислоте H_3PO_4), кремниевый ангидрид SiO_2 (соответствует кремниевой кислоте H_2SiO_3).

Классификация оксидов. По химическим особенностям оксиды подразделяются на несколько групп (рис. 11.2).

1. ***Несолеобразующие оксиды***, которые не имеют своих гидроксидов (кислот или оснований) и не вступают в реакции ионнного обмена. Среди них выделяют группу *индиффирентных* оксидов (например, CO, NO, N_2O, SiO), которые не образуют солей.



Рисунок 11.2 – Классификация оксидов

2. ***Солеобразующие оксиды*** бывают кислотными, основными и амфотерными.
   - ***Основные*** – это оксиды типичных металлов в степенях окисления +1, +2 и очень редко +3. Основным оксидам соответствуют основания, например, оксидам Na_2O, Cu_2O, MgO отвечают основания NaOH, CuOH, $Mg(OH)_2$.
   - ***Кислотные*** – это оксиды неметаллов или металлов в высоких степенях окисления (+5, +6, +7). Всем кислотным оксидам соответствуют кислоты. Например, CrO_3 – кислотный оксид, ему отвечает хромовая кислота H_2CrO_4, оксиду SO_2 – кислота H_2SO_3, оксиду SO_3 – кислота H_2SO_4, оксиду CO_2 – кислота H_2CO_3, оксиду P_2O_5 – кислота H_3PO_4. Именно поэтому кислотные оксиды называются *ангидридами* (что обозначает «без воды»). Так, при отщеплении воды от сернистой кислоты H_2SO_3 (или $SO_2{\cdot}H_2O$) образуется сернистый ангидрид SO_2 – оксид серы (IV).

- ***Амфотерные*** – это оксиды, которые могут проявлять свойства как кислотных, так и основных оксидов. Амфотерными чаще всего бывают оксиды p- или d-металлов, например, ZnO, Al_2O_3, Cr_2O_3, которым соответствуют амфотерные основания $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$. Единственным амфотерным оксидом s-металла является оксид бериллия BeO.

3. Солеподобные оксиды – бывают двух типов:

- *двойные оксиды*, содержащие атомы одного метала в разных степенях окисления. Например: Fe_3O_4 (или $Fe^{+2}O{\cdot}Fe_2^{+3}O_3$), Co_3O_4 (или $Co^{+2}O{\cdot}Co_2^{+2}O_3$), Pb_3O_4 (или $Pb^{+4}O_2{\cdot}2Pb^{+2}O$), Pb_2O_3 (или $Pb^{+4}O_2{\cdot}Pb^{+2}O$);
- *смешанные оксиды*, в состав которых входят атомы металлов и неметаллов. Например: тальк $3MgO{\cdot}4SiO_2{\cdot}H_2O$, изумруд $3BeO{\cdot}Al_2O_3{\cdot}6SiO_2$.

Для определения группы и подгруппы, к которым относится тот или иной оксид, удобно пользоваться графической схемой (рис. 11.3).

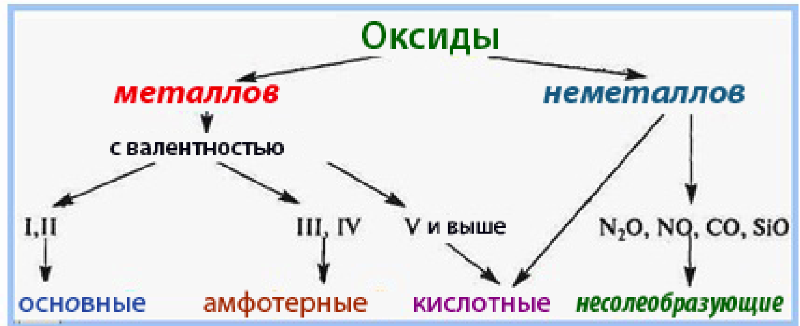


Рисунок 11.3 – Определение типа оксида

Физические свойства оксидов очень разнообразны. При обычных условиях они могут находиться в разных агрегатных состояниях. Например, основные оксиды Na_2O, CaO, FeO, Fe_2O_3 и кислотные оксиды As_2O_3, As_2O_5, P_2O_5 – твердые вещества, CO_2, NO_2, SO_2 – газообразные, N_2O_5, SO_3 – жидкие. Плотности, температуры плавления и кипения тоже изменяются в широких пределах. Большинство оксидов проявляют стойкость к нагреванию (кроме HgO и оксидов благородных металлов) и не растворяются в воде. Исключение – некоторые кислотные оксиды и оксиды активных металлов, при растворении которых происходит химическое взаимодействие оксида с H_2O и образование растворимых гидроксидов. Оксиды щелочных, щелочноземельных и некоторых других металлов (Al, Zn, Ti) имеют белый цвет, другие оксиды окрашены в разные цвета (рис. 11.4).



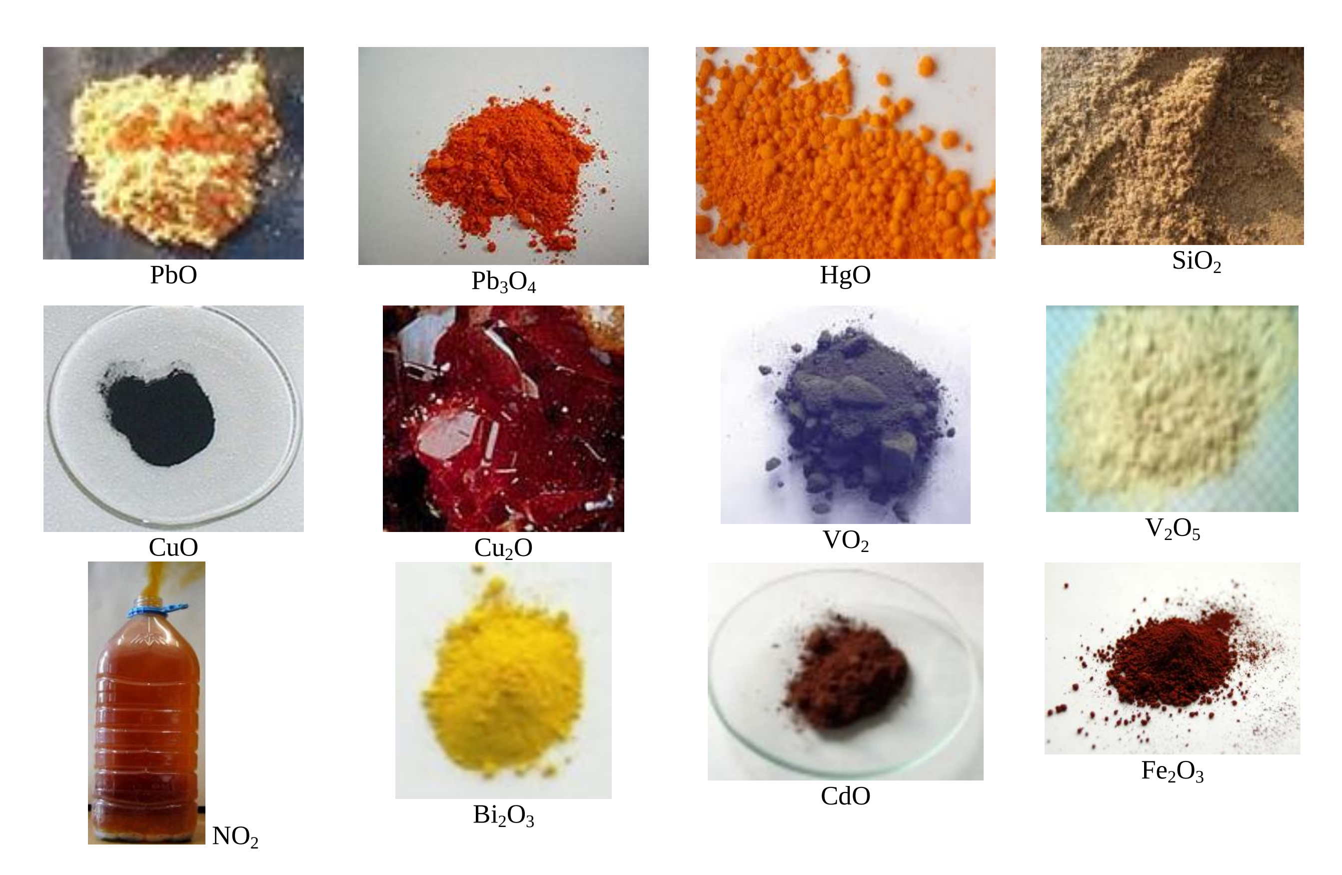


Рисунок 11.4 – Цвет некоторых оксидов

Химические свойства оксидов очень индивидуальны, они зависят от типа оксида, его состава и строения. У солеобразующих оксидов имеются общие характеристики (табл. 11.1).

Таблица 11.1 – Химические свойства солеобразующих оксидов

Основные оксиды	***Кислотные оксиды***	*Амфотерные оксиды*
	1. Отношение к воде	
С водой взаимодействуют *только* оксиды щелочных и щелочноземельных металлов с образованием щелочей: $Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$; $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$. Оксиды других металлов при обычных условиях с водой не реагируют: $FeO + H_2O \rightarrow$ реакция не идет	Растворимые кислотные оксиды взаимодействуют с водой и образуют кислородсодержащие кислоты: $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$; $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$. Некоторые оксиды с водой могут давать несколько кислот: $P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3$; $P_2O_5 + 2H_2O \rightarrow H_4P_2O_7$; $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$	Амфотерные оксиды с водой не взаимодействуют: $ZnO + H_2O \rightarrow$ реакция не идет
	2. Отношение к кислотам	
С кислотами основные оксиды вступают в *реакцию нейтрализации*, образуя соль и воду: $Na_2O + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O$, $CaO + 2HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$	Кислотные оксиды не взаимодействуют с кислотами: $SO_3 + HCl \rightarrow$ нет реакции. Исключение: оксиды с гигроскопичными свойствами, способные отщеплять воду от кислородсодержащих кислот, например: $P_2O_5 + 6HNO_3 + 2H_2O \rightarrow$ $\rightarrow 2H_3PO_4 + 3N_2O_5$. Кроме того, кислотные оксиды могут вступать в окислительно-восстановительные реакции (см. пункт 5)	При взаимодействии с кислотами амфотерные оксиды проявляют основные свойства: $Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$, $ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$.

Продолжение таблицы 11.1

3. Отношение к щелочам		
Основные оксиды со щелочами и другими основаниями не взаимодействуют: $K_2O + NaOH \rightarrow$ реакция не идет	Кислотные оксиды вступают со щелочами в *реакцию нейтрализации* с образованием соли и воды: $SO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$, $CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$. Если оксиду отвечает многоосновная кислота, то в результате реакции образуются не только средние, но и кислые соли: $P_2O_5 + 6KOH \rightarrow 2K_3PO_4 + 3H_2O$, $P_2O_5 + 4KOH \rightarrow 2K_2HPO_4 + H_2O$, $P_2O_5 + 2KOH + H_2O \rightarrow 2KH_2PO_4$	При сплавлении амфотерных оксидов с твердыми щелочами образуются средние соли: $Al_2O_3 + 2NaOH \xrightarrow{t} 2NaAlO_2 + H_2O$, $ZnO + 2KOH \xrightarrow{t} K_2ZnO_2 + H_2O$, а при взаимодействии с растворами щелочей – комплексные соли: $Al_2O_3 + 4KOH + 3H_2O \rightarrow$ $2K_3[Al(OH)_6]$. $ZnO + 2KOH + H_2O \rightarrow K_2[Zn(OH)_4]$.
4. Реакции между оксидами		
С кислотными оксидами: $K_2O + CO_2 \xrightarrow{t} K_2CO_3$, $CaO + CO_2 \xrightarrow{t} CaCO_3$. С амфотерными оксидами: $Na_2O + BeO \xrightarrow{t} Na_2BeO_2$, $Na_2O + Al_2O_3 \xrightarrow{t} 2NaAlO_2$	С основными оксидами: $SO_2 + CaO \rightarrow CaSO_3$, $P_2O_5 + 3Na_2O \rightarrow 2Na_3PO_4$. С амфотерными оксидами: $SO_3 + BeO \xrightarrow{t} BeSO_4$, $3SO_3 + Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3$	С кислотными оксидами: $Cr_2O_3 + CaO \xrightarrow{t} Ca(CrO_2)_2$. С основными оксидами: $ZnO + Na_2O \xrightarrow{t} Na_2ZnO_2$
5. Окислительно-восстановительные реакции		
Восстановление основных оксидов до металлов: $Fe_2^{+3}O_3 + 2Al^0 \xrightarrow{t} 2Fe^0 + Al_2^{+3}O_3$; $3Cu^{+2}O + 2N^{-3}H_3 \xrightarrow{t}$ $\rightarrow 3Cu^0 + N_2^0 + 3H_2O$ и окисление до высших оксидов: $4Fe^{+2}O + O_2^0 \xrightarrow{t} 2Fe_2^{+3}O_3^{-2}$	Кислотные оксиды, содержащие атомы элемента в высоких степенях окисления, проявляют окислительные свойства: $S^{+6}O_3 + 2HI^{-1} \rightarrow I_2^0 + S^{+4}O_2 + H_2O$; $S^{+4}O_2 + 2H_2S^{-2} \rightarrow 3S^0 + 2H_2O$. Если элемент находится в невысокой степени окисления, то кислотный оксид проявляет восстановительные свойства: $5S^{+4}O_2 + 2HI^{+5}O_3 + 4H_2O \rightarrow$ $\rightarrow 5H_2S^{+6}O_3 + I_2^0$	Почти все амфотерные оксиды способны восстанавливаться до металла: $Pb^{+2}O + C^{+2}O \xrightarrow{t} Pb^0 + C^{+4}O_2$. Окисление характерно для амфотерных оксидов, содержащих металл в промежуточной степени окисления: $Cr_2^{+3}O_3 + 3Br_2^0 + 10NaOH \rightarrow$ $\rightarrow 2Na_2Cr^{+6}O_4 + 6NaBr^{-1} + 5H_2O$

Отдельно нужно рассмотреть *кислотные оксиды* NO_2 и SiO_2, которые имеют особенные свойства. Так, оксид азота (IV) является ангидридом двух кислот одновременно (азотной HNO_3 и азотистой HNO_2), поэтому при его взаимодействии с водой образуется смесь кислот, а со щелочами – смесь солей:

$$2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2,$$

$$2NO_2 + 2NaOH \rightarrow NaNO_3 + NaNO_2 + H_2O.$$

Оксид кремния (IV) SiO_2 не растворяется в воде и в растворах щелочей:

$$SiO_2 + H_2O \rightarrow \text{реакция не идет},$$

$$SiO_2 + NaOH \rightarrow \text{реакция не идет}.$$

Способы получения оксидов приведены в табл. 11.2.

Таблица 11.2 – Способы получения оксидов

1. Прямое окисление простых веществ в атмосфере кислорода Этот метод нельзя применять для получения оксидов щелочных металлов, а также оксидов металлов Sr и Ba, которые окисляются до пероксидов и надпероксидов: $2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$, $2K + 2O_2 \rightarrow K_2O_4$. Исключение – литий, который при контакте с кислородом дает оксид: $2Li + O_2 \rightarrow Li_2O$	
Окисление металлов	$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$
Окисление неметаллов	$S + O_2 \rightarrow SO_2\uparrow$, $2As + 3O_2 \rightarrow 2As_2O_3$

Продолжение таблицы 11.2

2. Окисление или горение бинарных водородсодержащих соединений	
Углеводородов	$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2\uparrow + 2H_2O$
Сероводорода	$2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_2\uparrow + 2H_2O$
Аммиака	$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{t} 4NO + 6H_2O$
Фосфина	$2PH_3 + 3O_2 \xrightarrow{t} P_2O_3 + 3H_2O$
3.Обжиг серосодержащих бинарных соединений	
Сульфидов	$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2\uparrow$, $CS_2 + 3O_2 \rightarrow CO_2 + 2SO_2\uparrow$
Персульфидов	$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2\uparrow$
4. Разложение кислородсодержащих соединений при нагревании	
Оснований. Исключение: гидроксиды щелочных металлов (при нагревании не разлагаются, а переходят в жидкое состояние) и NH_4OH, при разложении которого оксиды не образуются	$Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$, $2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$, $2Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 + 3H_2O$
Кислот	$H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 + H_2O$; $4HNO_3 \rightarrow 4NO_2\uparrow + 2H_2O + O_2\uparrow$
Средних солей (особенно нитратов и карбонатов)	$BaCO_3 \rightarrow BaO + CO_2\uparrow$, $2Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2CuO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$, $2AgNO_3 \rightarrow 2Ag + 2NO_2\uparrow + O_2\uparrow$, $4FeSO_4 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 4SO_2\uparrow + O_2\uparrow$
Кислых солей	$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaO + 2CO_2\uparrow + H_2O$;
Основных солей	$(ZnOH)_2CO_3 \rightarrow 2ZnO + CO_2\uparrow + H_2O$
5. Из оксидов	
Окисление низших оксидов в высшие и восстановление высших до низших	$4FeO + O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$ $Fe_2O_3 + CO \rightarrow 2FeO + CO_2\uparrow$
6. Взаимодействие некоторых металлов с водой	
Только при высокой температуре	$2Al + 3H_2O \rightarrow Al_2O_3 + 3H_2\uparrow$, $Zn + H_2O \rightarrow ZnO + H_2\uparrow$
7. Взаимодействие солей с кислотными оксидами	
Реакция идет только при нагревании, выделяется летучий оксид	$Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 \rightarrow 3CaSiO_3 + P_2O_5\uparrow$
8. Взаимодействие металлов с окислительными кислотами	
См. § «Кислоты»	$Zn + 4HNO_{3(конц.)} \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
бинарный	бінарий	binary	binaire	ثنائي
избыток	надлишок	surplus	excès	فائض
кислородсодержащая кислота	оксигеновмісна кислота	oxyacid	oxyde	اوكسيد حامضي
кислота	кислота	acid	acide	حامض
обжиг	випалювання	roasting, burning;	tir	اعطاب,احراق
основание	основа	base	de base	قاعدة
реакция нейтрализации	реакція нейтралізації	neutralization reaction	réaction de neutralisation	تحييد التفاعل
солеобразующий	солетворні	salifiable	salufiable	متفكك ملحي (غير مؤكد)
щелочь	луг	alkali	alcalin	القلوي

Контрольные вопросы

1. На какие основные классы подразделяются сложные неорганические соединения?

2. Какие соединения называются бинарными? Назовите типы бинарных соединений, в состав которых входят атомы элементов N, S, Si, C, P. Приведите примеры.
3. Дайте определение понятию «оксиды».
4. По каким признакам оксиды подразделяются на отдельные группы? Охарактеризуйте каждую группу оксидов.
5. Какие реакции протекают при взаимодействии с водой растворимых осн*о*вных и кислотных оксидов?
6. С какими веществами основные и кислотные оксиды вступают в реакции нейтрализации?
7. Определите главный химический признак амфотерных оксидов.

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильных может быть один или несколько.

1. Выберите формулу оксида:
а) K_2O_4; б) KO_3; в) K_2O_2; г) K_2O.
2. Какому оксиду отвечает тривиальное название «угарный газ»:
а) CO_2;б) CO; в) P_2O_5; г) NO_2?
3. Какие типы оксидов могут быть образованы металлами:
а) только кислотные; б) только основные; в) только амфотерные; г) кислотные, основные и амфотерне?
4. К какой группе оксидов относятся соединения: Na_2O, CaO, CuO:
а) основные; б) кислотные; в) амфотерные; г) несолеобразующие?
5. Укажите формулу оксида марганца (VI):
а) Mn_2O_7; б) MnO_2; в) MnO_3; г) Mn_3O_4.
6. Выберите формулу солеобразующего оксида:
а) NO; б) N_2O; в) CO; г) PbO_2.
7. Выберите формулу несолеобразующего оксида:
а) FeO; б) CrO; в) CO; г) BaO.
8. Выберите формулу амфотерного оксида:
а) FeO; б) CrO_3; в) P_2O_3; г) ZnO.
9. Укажите оксиды, которые являются ангидридами кислот:
а) CO_2; б) P_2O_5; в) NO_2; г) SO_2.
10. Выберите формулу кислотного оксида:
а) FeO; б) CrO_3; в) Al_2O_3; г) ZnO.
11. Выберите формулу основного оксида:
а) FeO; б) CrO_3; в) P_2O_3; г) SO_2.
12. Выберите формулу смешанного оксида:
а) Fe_3O_4; б) CrO_3; в) SO_3; г) BaO_2.
13. Ангидридом какой кислоты является оксид серы (IV):
а) H_2SO_4; б) H_2SO_3; в) $H_2S_2O_3$; г) $H_2S_2O_{8?}$
14. Какой оксид соответствует двухромной кислоте $H_2Cr_2O_7$:
а) Cr_2O_3; б) CrO; в) CrO_3; г) CrO_2?
15. Какому гидроксиду отвечает оксид технеция (VII):
а) H_2TcO_4; б) $HTcO_4$; в) $Tc(OH)_2$; г) $Tc(OH)_2$?
16. Какому гидроксиду отвечает оксид бария BaO:
а) $Ba(OH)_2$; б) H_2BaO_2; в) $Ba(OH)_3$; г) несолеобразующий оксид?
17. Укажите химический признак кислотного оксида по его способности вступать в реакции обмела:
а) со щелочами; б) с кислотами; в) как с кислотами, так и со щелочами; г) с водой.
18. Укажите химический признак основного оксида по его способности взаимодействовать:

а) только с солями; б) только с кислотами; в) как с кислотами, так и со щелочами; г) только со щелочами.

19. С каким веществом взаимодействут оксид кальция:
а) оксид фосфора (V); б) оксид натрия; в) оксид железа (II); г) оксид бария?

20. С каким веществом взаимодействут оксид алюминия:
а) хлорид натрия; б) серная кислота; в) вода; г) сульфат бария?

21. Какой оксид при растворении в воде дает основание:
а) CO_2; б) CaO; в) Al_2O_3; г) SO_2?

22. Определите вещество *X*, которое вступило в реакцию $SO_3 + X \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$:
а) $Fe(OH)_3$; б) $Fe(OH)_2$; в) FeO;г) Fe_3O_4.

23. Определите вещество *X*, которое вступило в реакцию $Fe_2O_3 + X \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$:
а) H_2SO_3; б) H_2SO_4; в) SO_2; г) SO_3.

24. С каким веществом не взаимодействует оксид цинка:
а) HCl; б) $NaOH$; в) H_2O; г) H_3PO_4?

25. С каким веществом не взаимодействует оксид углерода (IV):
а) H_2O; б) H_2SO_4; в) $NaOH$; г) $Na_2CO_{3(\text{водный раствор})}$?

26. Какие продукты могут образоваться в результате реакции между $NaOH$ и CO_2:
а) Na_2O и C; б) H_2O и Na_2CO_3; в) NaH и CO; г) $NaHCO_3$?

27. Выберите пары оксидов, между которыми может протекать химическая реакція:
а) CaO и SO_3; б) SO_2 и CrO_3; в) K_2O и BaO; г) CO_2 и MgO.

28. Выберите оксиды, которые реагируют с водой:
а) CO; б) K_2O; в) CO_2; г) Al_2O_3.

29. Продуктом какой реакции может быть оксид углерода (IV):
а) $CaCO_3 \rightarrow ...$; б) $Na_2CO_3 + SiO_2 \rightarrow ...$; в) $CH_4 + O_2 \rightarrow ...$; г) $Na_2CO_3 + HCl \rightarrow ...$?

30. При разложении какой соли образуется оксид:
а) K_2S; б) $CaCO_3$; б) $AlCl_3$; г) NH_4NO_3?

31. Какой оксид способен окисляться до более высокой степени окисления:
а) Cl_2O_3; б) MnO_3; в) SO_3; г) Al_2O_3?

32. При разложении какого основания образуется оксид:
а) $NaOH$; б) $Cu(OH)_2$; в) NH_4OH; г) $Fe(OH)_3$?

11.3 Основания

Основания *– это сложные соединения, в состав которых* ***входят катионы металла*** *(или аммоний-катиона* NH_4^+*) и одна или несколько* ***гидроксильных групп*** OH^-. *Основания имеют общую формулу* $Me(OH)_x$, *где x – валентность металла.*

С позиций теории электролитической диссоциации основаниями считаются электролиты, диссоциация которых дает единственный вид отрицательно заряженных ионов – гидроксид-анионы OH^-. Одновременно образуются катионы металла (или аммоний-катионы NH_4^+) и положительно заряженные *остатки основания* – так называемые гидроксокатионы. Например, при ступенчатой диссоциации гидроксида железа (III):

$$Fe(OH)_3 \Leftrightarrow (Fe(OH)_2)^+ + OH^-,$$
$$(Fe(OH)_2)^+ \Leftrightarrow (Fe(OH))^{2+} + OH^-,$$
$$FeOH^+ \Leftrightarrow Fe^{3+} + OH^-.$$

Остатком основания *называется* ***положительно заряженный ион****, который образуется* ***в результате отщепления*** *от молекулы основания* ***одной или нескольких гидроксильных групп*** OH^-.

При диссоциации основания $Fe(OH)_3$ образуются такие остатки оснований: дигидроксожелеза(III)-катион $(Fe(OH)_2)^+$, гидроксожелеза(III)-катион $(Fe(OH))^{2+}$, железа(III)-катион Fe^{3+}.

Номенклатура оснований. После слова «гидроксид» приводят название метала с указанием его валентности (или название аммоний-катиона NH_4^+). Например, $Fe(OH)_2$ – гидроксид железа (II), $Fe(OH)_3$ – гидроксид железа (III), NH_4OH – гидроксид аммония. Если металл проявляет постоянную валентность, ее не указывают: $Ba(OH)_2$ – гидроксид бария, $Al(OH)_3$ – гидроксид алюминия. Применяются и *тривиальные* названия, например, для гидроксида кальция: твердый $Ca(OH)_2$ – гашеная известь, водная суспензия $Ca(OH)_2$ – известковое молоко, прозрачный раствор $Ca(OH)_2$ – известковая вода. Щелочи NaOH и KOH часто называют едким натром и едким кали, раствор $Ba(OH)_2$ – баритовой водой. Гидроксид аммония NH_4OH (правильнее его формулу записывать в виде $NH_3 \cdot H_2O$) называется аммиачной водой, или нашатырным спиртом (обычно 10% раствор).

Классификация оснований проводится по разным признакам.

1. По *растворимости в воде* основания подразделяются на две группы (рис. 11.5):

- *растворимые*, которые называются *щелочами*. К ним относятся гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов: KOH, NaOH, LiOH, CsOH, $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$), а также гидроксид аммония NH_4OH;
- *нерастворимые* основания – это гидроксиды всех p- и d-металлов, а также двух s-металлов: $Mg(OH)_2$ и $Be(OH)_2$.



Рисунок 11.5 – Классификация оснований по растворимости в воде

2. По *способности к диссоциации* основания подразделяются на:

- *сильные электролиты*, к которым относятся щелочи, за исключением NH_4OH;
- *слабые электролиты* – нерастворимые в воде основания и NH_4OH.

3. По *кислотности* основания подразделяются на:

- *однокислотные*, содержащие одну гидроксильную группу (KOH, NaOH, LiOH, CsOH, NH_4OH);
- *двухкислотные* основания с двумя гидроксогруппами ($Mg(OH)_2$, $Cu(OH)_2$);
- *трехкислотные*, например, $Fe(OH)_3$, $Al(OH)_3$;
- *многокислотные* встречаются очень редко: $Mn(OH)_4$, $Ti(OH)_4$.

Физические свойства оснований. При обычных условиях основания – твердые вещества, за исключением жидкого гидроксида аммония NH_4OH. Растворимые в воде основания имеют характерный вкус, мылкие на ощупь и очень едкие. Они разъедают кожу и бумагу. Плотность, температуры кипения и плавления оснований изменяются в широких пределах. Все щелочи белого цвета, другие основания могут быть окрашены в разные цвета (рис. 11.6).



Рисунок 11.6 – Цвет некоторых оснований: а) $Ca(OH)_2$; б) $Cu(OH)_2$; в) $Fe(OH)_3$; г) $Ni(OH)_2$; д) $Co(OH)_2$

Химические свойства оснований. Щелочи проявляют химическую активность, а нерастворимые основания в химическом отношении малоактивны (табл. 11.3).

Таблица 11.3 – Химические свойства оснований

1. *Действие на индикатор*	
Основания содержат гидроксильные группы OH^-, изменяющие окраску индикаторов	Лакмус – синий, Метиловый оранжевый – желтый Фенолфталеин – малиновый
2. *Отношение к кислотам*	
Основания вступают с кислотами в *реакцию нейтрализации*. Но в случае очень слабых оснований и очень слабых кислот взаимодействие происходит не всегда	$KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O$, $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + 2H_2O$, но: $Cu(OH)_2 + HCN \rightarrow$ реакция не идет
3. *Взаимодействие с кислотными оксидами*	
Щелочи взаимодействуют с большинством кислотных оксидов за небольшим исключением	$6KOH + P_2O_5 \rightarrow 2K_3PO_4 + 3H_2O$, $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$. Однако: $SiO_2 + NaOH \rightarrow$ реакция не идет
4. *Взаимодействие с амфотерными металлами, оксидами и гидроксидами*	
Это свойство характерно для щелочей. При сплавлении твердых щелочей с *амфотерными* двух-, трех- и четырехвалентными металлами выделяется H_2 и образуются средние соли (соответственно $Na_2Me^{II}O_2$, $NaMe^{III}O_2$, $Na_2Me^{IV}O_3$). При взаимодействии с растворами щелочей – комплексные соли общего состава $Na_2[Me^{II}(OH)_4]$, $Na[Me^{III}(OH)_4]$, $Na_3[Me^{III}(OH)_6]$, $Na_2[Me^{IV}(OH)_6]$. Например, реакции амфотерных металлов Al и Zn с раствором щелочи (рис. 11.7, 11.8). Аналогичные продукты получаются при взаимодействии амфотерных оксидов и оснований со щелочами при сплавлении или в растворах Рисунок 11I.7 – Взаимодействие Al с раствором NaOH	$2NaOH_{(тв)} + Zn \xrightarrow{t} Na_2ZnO_2 + H_2\uparrow$, $2NaOH_{(тв)} + ZnO \xrightarrow{t} Na_2ZnO_2 + H_2O$, $2NaOH_{(тв)} + Zn(OH)_2 \xrightarrow{t} Na_2ZnO_2 + H_2O$, $2NaOH + Zn + 2H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] + H_2\uparrow$, $2NaOH + ZnO + H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$, $2NaOH + Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$, $6NaOH_{(тв)} + 2Al \xrightarrow{t} 2NaAlO_2 + 2Na_2O + H_2\uparrow$, $2NaOH_{(тв)} + Al_2O_3 \xrightarrow{t} 2NaAlO_2 + H_2O$, $NaOH_{(тв)} + Al(OH)_3 \xrightarrow{t} NaAlO_2 + 2H_2O$, $2NaOH + 2Al + 6H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$, $2NaOH + Al_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4]$, $6NaOH + Al_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2Na_3[Al(OH)_6]$, $NaOH + Al(OH)_3 \rightarrow Na[Al(OH)_4]$, $3NaOH + Al(OH)_3 \rightarrow Na_3[Al(OH)_6]$, $4NaOH_{(тв)} + SnO_2 \xrightarrow{t} 2Na_2SnO_3 + 2H_2O$, $2NaOH + SnO_2 + 2H_2O \rightarrow Na_2[Sn(OH)_6]$
5. *Реакции с растворами солей*	
Это свойство характерно для щелочей при условии необратимости реакции (образование осадка, газа или слабого электролита). Некоторые слабые основания тоже могут вступать в такие реакции, если в результате образуется продукт, имеющий меньшую растворимость	$CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$, $FeCl_2 + 2KOH \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + 2KCl$, однако $NaOH + KCl \rightarrow$ реакция не идет Пример взаимодействия слабого основания с солью: $Cu(OH)_2 + Na_2S \rightarrow CuS\downarrow + 2NaOH$, $3NH_4OH + AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + NH_4Cl$
С кислыми солями щелочи образуют средние соли	$NaHCO_3 + NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$,
С основными солями щелочи образуют нерастворимые основания	$Al(OH)Cl_2 + 2NaOH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 2NaCl$, $Al(OH)_2Cl + NaOH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + NaCl$
6. *Отношение к нагреванию*	
Гидроксиды щелочных металлов устойчивы к действию высоких температур, слабые основания разлагаются при нагревании на оксид и воду	$NaOH_{(твердый)} \xrightarrow{t} NaOH_{(жидкий\ расплав)}$, $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} CuO + H_2O$, $2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + 3H_2O$
Гидроксид аммония разлагается при небольшой температуре	$NH_4OH \xrightarrow{t} NH_3\uparrow + H_2O$

Продолжение таблицы 11.3

7. Взаимодействие с некоторыми неметаллами (только щелочи!)	
При взаимодействии галогенов Cl_2, Br_2 и I_2 с холодными растворами щелочей образуется смесь двух солей – галогенида и гипогалогенита (например, хлорида и гипохлорита); с горячими растворами щелочей – смесь галогенида и галогената (например, хлорида и хлората). Фтор F_2 со щелочами реагирует с выделением O_2 – см. уравнение реакции	$2NaOH + Cl_2 \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$, $6NaOH + 3Cl_2 \xrightarrow{t} NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$, $4NaOH + 2F_2 \rightarrow 4NaF + O_2 + 2H_2O$
При длительном кипячении серы с концентрированным раствором щелочи образуется смесь двух солей – сульфида и сульфита (реже – сульфата)	$6KOH + 3S \xrightarrow{t} 2K_2S + K_2SO_3 + 3H_2O$, $8KOH + 4S \xrightarrow{t} 3K_2S + K_2SO_4 + 4H_2O$
Растворение фосфора в щелочи дает соль гипофосфит и газ фосфин	$3NaOH + 3P \rightarrow 3NaH_2PO_2 + PH_3\uparrow$
При растворении кремния в щелочах образуются силикат и водород	$2KOH + Si + H_2O \xrightarrow{t} K_2SiO_3 + 2H_2\uparrow$



Рисунок 11.8 – Поэтапное взаимодействие Zn с раствором щелочи КОН и сгорание выделившегося водорода

Амфотерные основания. К ним относятся гидроксиды $Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Pb(OH)_2$, $Pb(OH)_4$ и др.

> ***Амфотерные основания** – это **гидраты амфотерных оксидов,** способные **проявлять основные свойства** при взаимодействии с кислотами **и кислотные свойства** – при взаимодействии со щелочами.*

Все амфотерные гидроксиды являются слабыми основаниями. Совокупность кислотных и основных свойств объясняется возможностью амфотерных оснований диссоциировать как по типу основания, так и по типу кислоты. Например:

слабое основание: $Zn(OH)_2 \Leftrightarrow Zn^{2+} + 2OH^-$;

слабая кислота: $Zn(OH)_2 \Leftrightarrow 2H^+ + ZnO_2^{2-}$.

В химическом отношении амфотерные гидроксиды ведут себя как слабые основания. Кроме того, для них характерны специфические свойства (табл. 11.4).

Таблица 11.4 – Химические особенности амфотерных гидроксидов

Основные свойства – взаимодействие с сильными кислотами с образованием средних солей	$Zn(OH)_2 + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + 2H_2O$; $2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$
Кислотные свойства – взаимодействие со щелочами: а) при нагревании и сплавлении твердых веществ образуются средние соли; б) в водных растворах образуются комплексные соли	а) $Zn(OH)_2 + 2KOH \xrightarrow{t} K_2ZnO_2 + 2H_2O$; б) $Zn(OH)_2 + 2KOH \rightarrow K_2[Zn(OH)_4]$

Получение оснований. Основные способы получения оснований приведены в табл. 11.5.

Таблица 11.5 – Получение оснований

1. Обменное взаимодействие солей со щелочами	
Этим способом получают нерастворимые основания, кроме гидроксидов ртути (II) и серебра (I), которые разлагаются в момент образования. Для получения амфотерних оснований используют NH_4OH, потому что при действии щелочи образуются комплексные соли	$CuCl_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow 2Cu(OH)_2\downarrow + BaCl_2$, однако: $Hg(NO_3)_2 + 2NaOH \rightarrow HgO\downarrow + 2NaNO_3 + H_2O$, $2AgNO_3 + 2NaOH \rightarrow Ag_2O\downarrow + 2NaNO_3 + H_2O$, Получение амфотерного основания: $AlCl_3 + 3NH_4OH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NH_4Cl$, поскольку $AlCl_3 + 4NaOH \rightarrow Na[Al(OH)_4] + 3NaCl$
2. Взаимодействие активных металлов с водой	
По этому способу получают щелочи	$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$, $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$
3. Гидролиз бинарных соединений	
Растворимых основных оксидов	$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$, $BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$
Пероксидов щелочных и щелочноземельных металлов	$Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2O_2$, $BaO_2 + 2H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2O_2$
Растворимых гидридов	$NaH + H_2O \rightarrow NaOH + H_2\uparrow$
Других бинарных соединений – растворимых карбидов, силицидов, нитридов или фосфидов	$Al_4C_3 + 12H_2O \rightarrow 4Al(OH)_3\downarrow + 3CH_4\uparrow$, $Na_2C_2 + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + C_2H_2\uparrow$, $Mg_2Si + 4H_2O \rightarrow 2Mg(OH)_2\downarrow + SiH_4\uparrow$, $Na_3N + 3H_2O \rightarrow 3NaOH + NH_3$, $Ba_3P_2 + 6H_2O \rightarrow 3Ba(OH)_2 + 2PH_3\uparrow$
4. Гидролиз солей, образованных очень слабыми кислотами	
Условие таких реакций – образование осадка, газа или слабого электролита	$NaFeO_2 + 2H_2O \rightarrow NaOH + Fe(OH)_3\downarrow$, $KCrO_2 + 2H_2O \rightarrow NaOH + Cr(OH)_3\downarrow$, $NaNO_2 + H_2O \rightarrow NaOH + HNO_2$, $Na_2S + 2H_2O \xrightarrow{t} {}^{t}\ NaOH + H_2S\uparrow$
5. Электролиз водных растворов солей активных металлов	
Электролитическим способом получают щелочи	$2NaCl + 2H_2O \rightarrow H_2\uparrow + 2NaOH + Cl_2\uparrow$
1. Получение гидроксида аммония	
Гидроксид аммония можно получить несколькими способами – см. уравнения реакций	$NH_4NO_3 + NaOH \rightarrow NH_4OH + NaNO_3$, $(NH_4)_2CO_3 + H_2O \rightarrow 2NH_4OH + CO_2\uparrow$, $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4OH$

Контрольные вопросы

1. Что называется основанием и остатком основания? Приведите примеры.
2. На какие типы и по каким признакам подразделяются основания? Приведите примеры.
3. Какие основания называются амфотерными?
4. В каких реакциях проявляются основные свойства амфотерных гидроксидов, а в каких – кислотные?
5. Какие химические реакции характерны для щелочей?
6. Как можно получить нерастворимые основания?
7. Опишите основные способы получения щелочей.

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильным может быть один или несколько.

1. Какие составные части входят в состав оснований:
а) катион металла и кислотный остаток; б) кислотный остаток и гидроксильные группы; в) катионы металла и гидроксильные группы; г) катионы водорода и кислотный остаток?

2. Выберите ответ, который относится к щелочам:
а) простые вещества; б) бинарные соединения; в) нерастворимые в воде вещества; г) хорошо растворимые в воде вещества.

3. К какому типу реакций относится взаимодействие между щелочью и солью:
а) замещение; б) обмен; в) разложение; г) гидролиз.

4. Из какого гидроксида можно получить осн*о*вную соль:
а) $Fe(OH)_2$; б) NaOH; в) KOH; г) LiOH?

5. Среди приведеннях формул укажите дигидроксокатион:
а) $Al(OH)_2^+$; б) $FeOH^{2+}$; в) TiO^{2+}; г) VO_2^+.

6. Укажите амфотерный гидроксид:
а) $Cd(OH)_2$; б) $Fe(OH)_2$; в) $Cr(OH)_2$; г) $Be(OH)_2$.

7. Какой гидроксид не имеет соответствующего оксида:
а) LiOH; б) NaOH; в) NH_4OH; г) CsOH?

8. Выберите ряд, в котором приведены *только* щелочи:
а) $Mn(OH)_2$, NaOH, $Ba(OH)_2$; б) $Fe(OH)_2$, KOH, $Ca(OH)_2$;
в) CsOH, LiOH, $Ba(OH)_2$; г) $Ba(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Ca(OH)_2$.

9. Выберите ряд, в котором приведены *только* амфотерные основания:
а) $Zn(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Be(OH)_2$; б) $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Be(OH)_2$;
в) $Cr(OH)_3$, $Fe(OH)_3$, $Ca(OH)_2$; г) $Fe(OH)_2$, $Cr(OH)_2$, $Be(OH)_2$.

10. Из какой соли при действии на нее раствором щелочи не образуется основание:
а) $Fe(NO_3)_3$; б) $AgNO_3$; в) $Fe(NO_3)_2$; г) $Hg(NO_3)_2$?

11. В какой реакции проявляются осн*о*вные свойства амфотерных гидроксидов:
а) разложение при нагревании с образованием оксида; б) взаимодействие с кислотой и образование средней соли; в) взаимодействие со щелочью и образование комплексной соли; г) окрашивание лакмуса в красный цвет?

12. Какой гидроксид является слабым основаним:
а) NH_4OH; б) NaOH; в) $Ba(OH)_2$; г) $Ca(OH)_2$?

13. С каким веществом может взаимодействовать KOH:
а) хлорид алюминия; б) гидроксид натрия; в) гидроксид железа (II); г) оксид магния?

14. С какой солью взаимодействует гидроксид натрия:
а) нитрат калия; б) гидроксид железа (II); в) нитрат меди (II); г) сульфат калия?

15. С каким веществом может реагировать гидроксид цинка:
а) хлорид натрия; б) гидроксид натрия; в) сульфат бария; г) медь?

16. С каким веществом может реагировать гидроксид меди (II):
а) нитрат натрия; б) гидроксид хрома (III); в) азотная кислота; г) сульфат бария.

17. Кислотность оснований определяется:
а) количеством гидроксильных групп; б) количеством атомов водорода;
в) алгебраическим зарядом кислотного остатка; г) количеством атомов кислорода.

18. Между парой каких веществ может происходить химическое взаимодействие?
а) KOH и $Ba(OH)_2$; б) $Ba(OH)_2$ и $Ca(OH)_2$; в) LiOH и $Al(OH)_3$; г) $Fe(OH)_2$ и KOH.

19. Какой оксид при растворении в воде дает щелочь:
а) CuO; б) Al_2O_3; в) K_2O; г) MgO?

20. Какое основание разлагается при нагревании:
а) $Ba(OH)_2$; б) LiOH; в) $Fe(OH)_3$; г) KOH?

21. В результате какой реакции образуется гидроксид железа (II):
а) $FeCl_2 + H_2O \rightarrow ...$; б) $FeCl_2 + KOH \rightarrow ...$; в) $Fe(NO_3)_3 + Ba(OH)_2 \rightarrow ...$; г) $Fe + H_2O \rightarrow ...$?

22. В результате разложения какого основания при нагревании выделяется газ:
а) $Al(OH)_3$; б) $Ca(OH)_2$; в) NaOH; г) NH_4OH.

23. Какой гидроксид вступает в реакцию нейтрализации по схеме:
$Me(OH)_2 + 2HCl \rightarrow MeCl_2 + 2H_2O$:
а) $Mg(OH)_2$; б) $Al(OH)_3$; в) NaOH; г) KOH?

11.4 Кислоты

Слово «кислота» происходит от слова «кислый» благодаря кислому вкусу кислот. В этом легко убедиться на примере пищевых кислот – уксусной, аскорбиновой, лимонной, яблочной и т. д. Кислый вкус объясняется наличием ионов H^+ во всех кислотах.

> ***Кислоты*** *– это сложные соединения, в молекулах которых содержится один или несколько атомов H, соединенных с кислотным остатком и способных замещаться атомами металлов (или аммонийной группой* NH_4^+*).*
> ***Кислотный остаток*** *– это атом или группа атомов, которые образуются при отщеплении от молекулы кислоты одного или нескольких ионов водорода* H^+*.*

Номенклатура кислот. Международные названия кислот происходят от названий кислотных остатков. Например: H_2SO_4 – серная кислота; HNO_3 – азотная кислота. Но чаще пользуются *тривиальными* названиями кислот (табл. 11.6). Если элемент в одной и той же степени окисления образует несколько кислородсодержащих кислот, то к названию кислоты прибавляют префикс *мета*- (если на один центральный атом приходится меньшее количество атомов O) или *орто*- (если на один центральный атом приходится большее количество атомов O). Например: HPO_3 – метафосфорная кислота, H_3PO_4 – ортофосфорная кислота. Кроме того, используют еще префикс *ди*, если в состав молекулы входит два атома элемента: дихроматная $H_2Cr_2O_7$, дифосфатная $H_4P_2O_7$.

Таблица 11.6– Международная и тривиальная (в скобках) номенклатура кислот

Формула кислоты	***Современные названия кислот***	***Формула кислоты***	***Современные названия кислот***
HF	фтороводородная (плавиковая)	H_3PO_4	ортофосфорная
HCl	хлороводородная (соляная)	HPO_3	метафосфорная
HBr	бромоводородная	H_2CrO_4	хромовая
HI	йодоводородная	$H_2Cr_2O_4$	двухромовая
H_2S	сероводородная	$HClO_4$	хлорная
HCN	синильная	$HClO_3$	хлорноватая
HNO_3	азотная	$HClO_2$	хлористая
HNO_2	азотистая	HClO	хлорноватистая
H_2SO_4	серная	H_2CO_3	угольная
H_2SO_3	сернистая	H_2SiO_3	кремниевая
$H_2S_2O_3$	тиосульфатная	H_3BO_3	борная
$H_2S_4O_6$	дитионатная	H_3AsO_4	мышьяковая
HCOOH	муравьиная	H_3AsO_3	мышьяковистая
CH_3COOH	уксусная	$HMnO_4$	марганцевая
$H_4P_2O_7$	пирофосфорная	H_2MnO_4	марганцовистая

Классификация кислот проводится по разным признакам (табл. 11.7).

1. *По составу кислотного остатка* кислоты подразделяются на:
- *кислородсодержащие*, в состав которых входят атомы кислорода (HNO_3, H_2SO_4, H_2CO_3);
- *бескислродные,* не содержащие атомов O (HCl, HI, H_2S).

2. *По силе электролита* кислоты подразделяются на:
- *сильные электролиты* (HCl, HBr, HNO_3, H_2SO_4, $HClO_4$), которые в разбавленных растворах практически полностью распадаются на ионы, например:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-,$$

$$H_2SO_4, \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-};$$

- *слабые электролиты* (HF, H_2S, HCN, HNO_2, H_2CO_3, H_2SiO_3), которые диссоциируют очень мало, например, угольная кислота:

I ступень: $H_2CO_3 \Leftrightarrow H^+ + HCO_3^-$,
II ступень: $HCO_3^- \Leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}$.

- *электролиты средней силы*, которые в разбавленных растворах ограниченно распадаются на ионы, например, сернистая кислота:

I ступень: $H_2SO_3 \rightarrow H^+ + HSO_3^-$,
II ступень: $HSO_3^- \Leftrightarrow H^+ + SO_3^{2-}$.

3. *По основности* кислоты подразделяются на:

- *одноосновные*, в которых только один атом Н может замещаться атомом металла, например: HCl, HNO_3. К этой группе относится и много органических кислот, содержащих большое количество атомов Н, но замещаться атомом металла может только один – тот, который связан с атомом О, например, муравьиная HCOO***H***, уксусная CH_3COO***H***, стеариновая $C_{17}H_{35}$COO***H***;
- *двухосновные* (H_2S, H_2SO_4);
- *многоосновные* (H_3PO_4, H_3BO_3, $H_4P_2O_7$, H_5IO_6).

4. *По окислительной способности* кислоты подразделяются на:

- *неокислительные*, в которых невысокие окислительные свойства обусловлены исключительно ионами H^+;
- *окислительные*, в которых окислительные способности проявляет кислотный остаток (табл. 11.7).

Таблица 11.7 – Классификация кислот

Классификация кислот			
По составу	***По силе электролита***	***По основности***	***По окислительной способности***
Бескислородные HCl, HI, H_2S	*Сильные* H_2SO_4, HNO_3, HCl, HBr, HI, H_2CrO_4, $HClO_4$, $HMnO_4$	*Одноосновные:* HCl, HBr, $HClO_4$, CH_3COOH, HPO_3	*Неокислительные:* $H_2SO_{4(разб)}$, HCl, HBr, HI, HCN, H_3PO_4, HCOOH, CH_3COOH и другие органические кислоты
	Средней силы: H_2SO_3, HNO_2, H_3PO_4	*Двухосновные* H_2SO_4, H_2SiO_3,	
Кислородсодержащие HNO_3, H_2SO_4, H_2CO_3	*Слабые* HF, H_2S, HCN,HNO_2, HClO , H_2CO_3,H_2SiO_3, HCOOH, CH_3COOH и другие органический кислоты	*Трехосновные* H_3PO_4, H_3BO_3 *Многоосновные* $H_4P_2O_7$, H_5IO_6	*Окислительные:* $H_2SO_{4(конц)}$, HNO_3, H_2CrO_4, $HClO_4$,

Физические свойства кислот. Почти все кислоты, за исключением некоторых (H_3BO_3, H_2SiO_3), хорошо растворяются в воде. При обычных условиях кислоты бывают жидкими (H_2SO_4, H_2SO_3), но есть и твердые кислоты (H_2SiO_3). Плотности, температуры плавления и кипения кислот изменятся в широком диапазоне.

Химические свойства кислот бывают: 1) *общие* – обусловлены наличием атомов водорода; 2) *специфические* – характерны для каждой конкретной кислоты. Специфические свойства кислот рассматриваются при изучении элементов, которые входят в состав отдельных кислот. Наиболее важные свойства кислот приведены в табл. 11.8.

Таблица 11.8 – Общие свойства кислот

1. Действие на индикаторы	
Лакмус	красный
Метиловый оранжевый	розовый
Фенолфталеин	бесцветный
2. Устойчивость к нагреванию	
Бескислородные кислоты (H_2S, HI) при нагревании разлагаются на водород и неметалл, слабые кислородсодержащие кислоты (H_2CO_3, H_2SiO_3) – на	$H_2S \rightarrow H_2 + S$, $2HI \rightarrow H_2 + I_2$; Слабые кислоты:

Продолжение таблицы 11.8

ангидрид и воду. При нагревании сильных кислородсодержащих кислот (HNO_3, $HMnO_4$, $HClO_3$) происходят внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции	$H_2CO_3 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O$, $H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2\downarrow + H_2O$; Сильные кислоты: $4HNO_3 \rightarrow 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow + 2H_2O$, $4HMnO_4 \rightarrow 4MnO_2\downarrow + 3O_2\uparrow + 2H_2O$, $2HClO_3 \rightarrow 2HCl + 3O_2\uparrow$
3. Взаимодействие неокислительных кислот с металлами зависит от состава кислоты и от положения метала в ряду напряжений металлов ***Li K Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb 2H Cu Hg Ag Pt Au*** ← → ***Усиление*** активности метала ***Ослабление*** активности метала	
Неокислительные кислоты ($H_2SO_{4(разб)}$, HF, HCl, HBr, HI, H_3PO_4, CH_3COOH и др.) взаимодействуют *только* с металлами, которые стоят в ряду напряжений до H_2. Если металл проявляет переменные валентности, то он окисляется минимально (например, Fe^0 и Cr^0 до Fe^{+2} и Cr^{+2}). Если продуктом реакции является малорастворимая соль, то она покрывает поверхность металла прочной пленкой и реакция прекращается (примеры с Al и Pb)	$2HCl + Mg \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$, $2HCl + Fe \rightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$, $H_2SO_{4(разб)} + Cr \rightarrow CrSO_4 + H_2\uparrow$. Образование нерастворимой пленки на поверхности металла: $2H_3PO_4 + 2Al \rightarrow 2AlPO_4\downarrow + 3H_2\uparrow$, $H_2SO_{4(разб)} + Pb \rightarrow PbSO_4\downarrow + H_2\uparrow$
4. Взаимодействие окислительных кислот с металлами Особенность: водород не выделяется, потому что окислительные кислоты ($H_2SO_{4(конц)}$, $HNO_{3(конц)}$, $HNO_{3(разб)}$) окисляют металл за счет кислотного остатка. Но в случае самых активных металлов (Li, Na, K, Mg) в очень разбавленных растворах H_2 может выделяться, потому что при взаимодействии с кислотой одновременно проходит реакция с водой, которая имеется в растворе. Вторая особенность: пассивирующее действие окислительных кислот, в результате которого на поверхности некоторых металлов (Al, Cr, Fe, Ti) появляется защитная малорастворимая пленка и реакция прекращается	
Концентрированная серная кислота $H_2SO_{4(конц)}$ может восстанавливаться малоактивными металлами до SO_2, металлами средней активности – до S^0, активными металлами – до H_2S	$2Ag + 2H_2SO_{4(конц)} \rightarrow Ag_2SO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$, $3Ni + 4H_2SO_{4(конц)} \rightarrow 3NiSO_4 + S + 4H_2O$, $4Mg + 5H_2SO_{4(конц)} \rightarrow 4MgSO_4 + H_2S\uparrow + 4H_2O$. Обычно активные металлы взаимодействуют с $H_2SO_{4(конц)}$ с образованием смеси продуктов, т. е. одновременно протекает несколько реакций: $Zn + 2H_2SO_{4(конц)} \rightarrow ZnSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$, $Zn + 4H_2SO_{4(конц)} \rightarrow 3ZnSO_4 + S\downarrow + 4H_2O$, $4Zn + 5H_2SO_{4(конц)} \rightarrow 4ZnSO_4 + H_2S\uparrow + 4H_2O$
Разбавленная азотная кислота $HNO_{3(разб)}$ с малоактивными металлами (Cu, Ag, Hg, Pb) восстанавливается до оксида азота (II), металлами средней части ряда напряжений (Fe, Cd, Ga) – до N_2O или N_2. *Очень разбавленная азотная кислота* с активными металлами (Mg, Al, Zn, V, Nb) восстанавливается до аммиака NH_3 (или до иона аммония NH_4^+, который с избытком кислоты дает нитрат аммония NH_4NO_3)	$3Cu + 8HNO_{3(разб)} \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$, $3Ag + 4HNO_{3(разб)} \rightarrow 3AgNO_3 + NO\uparrow + 2H_2O$, $10Fe + 36HNO_{3(разб)} \rightarrow 10Fe(NO_3)_3 + 3N_2\uparrow + 18H_2O$, $4Cd + 10HNO_{3(разб)} \rightarrow 4Cd(NO_3)_2 + N_2O\uparrow + 5H_2O$, $4Mg + 9HNO_{3(очень\ разб)} \rightarrow 4Mg(NO_3)_2 + NH_3\uparrow + 3H_2O$, $8Al + 30HNO_{3(очень\ разб.\ избыток)} \rightarrow$ $\rightarrow 8Al(NO_3)_3 + 3NH_4NO_3 + 9H_2O$
Концентрированная азотная кислота $HNO_{3(конц)}$ восстанавливается до оксида азота (IV) NO_2 («бурый» газ), а металл при этом окисляется до высоких степеней окисления (рис. 11.9)	$Cu + 4HNO_{3(конц)} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$, $Sn + 4HNO_{3(конц)} \rightarrow H_2SnO_3\downarrow + 4NO_2\uparrow + H_2O$
5. Отношение к оксидам	
С основными и амфотерными оксидами кислоты образуют средние соли, а с кислотными оксидами обычно не взаимодействуют. Исключенияя: 1) реакция кислородсодержащих кислот с кислотным оксидом P_2O_5, который имеет гигроскопичные свойства и отщепляет воду от кислоты; 2) образование поликислот	$H_2SO_4 + CuO \rightarrow CuSO_4 + H_2O$, $2HCl + ZnO \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$. Однако: 1) отщепление воды от кислородсодержащей кислоты: $6HNO_3 + P_2O_5 \rightarrow 2H_3PO_4 + 3N_2O_5\downarrow$; 2) образование поликислот: $H_2CrO_4 + CrO_3 \rightarrow H_2Cr_2O_7$, $4H_3PO_4 + P_2O_5 \rightarrow 3H_4P_2O_7$

Продолжение табоицы 11.8

6. Реакции с основаниями	
Кислоты вступают с основаниями в *реакцию нейтрализации*	$KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O$, $3H_2SO_4 + 2Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$
Многоосновные кислоты со щелочами могут образовывать средние и кислые соли	$H_3AsO_4 + 3KOH \rightarrow K_3AsO_4 + 3H_2O$, $H_3AsO_4 + 2KOH \rightarrow K_2HAsO_4 + 2H_2O$, $H_3AsO_4 + KOH \rightarrow KH_2AsO_4 + H_2O$
7. Взаимодействие с солями	
Кислоты реагируют с солями, если в результате реакции образуются осадок, газ или слабый электролит	$H_2SO_4 + K_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3\downarrow + K_2SO_4$, $H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl$, $2HNO_3 + CaCO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + CO_2\uparrow + H_2O$, $HCl + NaNO_2 \rightarrow HNO_2 + NaCl$
С кислыми солями	$NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$, $Na_2HPO_4 + H_3PO_4 \rightarrow 2NaH_2PO_4$
С основными солями	$Al(OH)_2Cl + 2HCl \rightarrow AlCl_3 + 2H_2O$
С комплексными солями, в составе которых есть гидроксильная группа OH^-	$Na_2[Zn(OH)_4] + 2H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Na_2SO_4 + 4H_2O$, $Na_3[Al(OH)_6] + 6HCl \rightarrow AlCl_3 + 3NaCl + 6H_2O$
8. Взаимодействие с бинарными соединениями	
С аммиаком неокислительные кислоты вступают в реакции соединения, а окислительные – окисляют азот (–3) до более высоких степеней окисления	$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$, $2NH_3 + H_2SO_{4(разб)} \rightarrow (NH_4)_2SO_4$, однако: $2N^{-3}H_3 + 3H_2S^{+6}O_{4(конц)} \rightarrow N_2^0 + 3S^{+4}O_2, + 6H_2O$, $5N^{-3}H_3 + 3HN^{+5}O_{3(конц)} \rightarrow 4N_2^0 + 9H_2O$
С пероксидами неокислительные кислоты дают пероксид водорода, а окислительные – кислород. Однако бескислородные кислоты (HBr, HI, H_2S) могут восстанавливать пероксидные атомы O	Обменная реакция: $Na_2O_2 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O_2$. Окисление пероксида: $3Na_2O^{-1}_2 + 4H_2S^{+6}O_{4(конц)} \rightarrow 3Na_2SO_4 + 3O^0_2 + S^0 + 4H_2O$. Восстановление пероксида: $3Na_2O^{-1}_2 + HI^{-1} + 3H_2O \rightarrow HI^{+5}O_3 + 6NaO^{-1}H$
С карбидами реакции проводят только с участием очень разбавленных кислот (для предотвращения взрыва), при этом может выделяться метан или ацетилен	$Al_4C_3 + 12HCl \rightarrow 4AlCl_3\downarrow + 3CH_4\uparrow$, $Be_2C + 4HCl \rightarrow 2BeCl_2 + CH_4\uparrow$, $Na_2C_2 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + C_2H_2\uparrow$, $CaC_2 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + C_2H_2\uparrow$



Рисунок 11.9 – Взаимодействие концентрированной HNO_3 с металлами: а) Zn; б) Sn; в) Cu; г) Hg

Получение кислот. Для каждой кислоты разработаны индивидуальные способы промышленного получения. Полезно знать и общие способы (табл. 11.9). Так, бескислородные кислоты получают при растворении в воде соответствующих газов (например, HCl, HBr, HI, H_2S).

Таблица 11.9 – Способы получения кислот

1. Гидратация кислотных оксидов	
Таким способом получают растворимые кислородсодержащие кислоты. Отдельные оксиды (например, P_2O_5, NO_2) с водой могут давать несколько кислот	$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$, $N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$, $P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3$, $P_2O_5 + 2H_2O \rightarrow H_4P_2O_7$,

Продолжение таблицы 11.9

	$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$, $2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_2 + HNO_3$. Однако: $\mathbf{4NO_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4HNO_3}$
2. Обменная реакция соли с другой кислотой	
Реакции этого типа протекают, если продуктом являются осадок, газ, слабая кислота	$Na_2SiO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2SiO_3\downarrow$, $FeS + H_2SO_{4(разб)} \rightarrow FeSO_4 + H_2S$, $AgNO_3 + HCl \rightarrow HNO_3 + AgCl\downarrow$, $CuSO_4 + H_2S \rightarrow H_2SO_4 + CuS\downarrow$
3. Взаимодействие активных неметаллов с водой	
Обычно это реакции хлора или брома с водой, в результате образуется смесь двух кислот	$Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HClO$, $Br_2 + H_2O \rightarrow HBr + HBrO$,
4. Гидролиз некоторых бинарных соединений	
Чаще всего используют галогениды фосфора (III) или фосфора (V)	$PCl_5 + 4H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 5HCl$, $PI_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3HI$
5.Окислительно-восстановительные реакции	
Кислоты образуются при окислении неметаллов, низших оксидов и других соединений	$3P^{0} + 5HN^{+5}O_3 + 2H_2O \rightarrow 3H_3P^{+5}O_4 + 5N^{+2}O$, $2S^{+4}O_2 + O^{0}{}_2 + 2H_2O \rightarrow 2H_2S^{+6}O^{-2}{}_4$.

Ключевые слова и термины

Русский	**Украинский**	**Английский**	**Французский**	**Арабский**
кислотный остаток		acid residue	acide résidu	بقايا حمض
пассивация		immunization, passivation	passivation	كساء

Контрольные вопросы

1. Какие соединения называются кислотами?
2. Что называется кислотным остатком?
3. Что такое основность кислоты?
4. На какие типы подразделяются кислоты: а) по основности; б) по растворимости в воде; в) по силе электролита; г) по содержанию атомов кислорода; д) по окислительной способности? Приведите примеры.
5. Охарактеризуйте отношение соляной и разбавленной серной кислот к металлам.
6. Охарактеризуйте отношение концентрированной серной кислоты к металлам.
7. В чем отличие взаимодействия с металлами концентрированой и разбавленной HNO_3?
8. Какие металлы пассивируются концентрироваными окислительными кислотами?
9. С какими оксидами могут взаимодействовать кислоты?
10. Приведите примеры реакций получения кислот.

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильным может быть один или несколько.

1. Кислоты – это электролиты, которые в растворах диссоциируют с образованием:
а) ионов водорода; б) гидроксогрупп; в) катионов металла; г) соли и воды.

2. Атомы какого химического элемента *обязательно* входят в состав кислот?
а) кислорода; б) водорода; в) азота; г) углерода.

3. Выберите сильную кислоту:
а) HCOOH; б) HBr; в) H_2SO_4; г) H_3PO_4.

4. Выберите самую слабую кислоту:
а) азотная; б) серная; в) угольная; г) сернистая.

5. Чем определяется основность кислоты:

а) количеством гидроксильных групп; б) количеством атомов водорода, которые могут замещаться на металл; в) алгебраическим зарядом кислотного остатка; г) количеством кислотных остатков?

6. Укажите одноосновную кислоту:
а) CH_3COOH; б) HBr; в) H_2SO_4; г) H_3PO_4.

7. Какие кислоты диссоциируют в одну стадию:
а) HCl и HNO_3; б) CH_3COOH и HCN; в) HBr и HNO_2; г) H_2CO_3 и H_3PO_4?

8. Выберите четырехосновную кислоту:
а) CH_3COOH; б) $H_4P_2O_7$; в) H_2S; г) $HClO_4$.

9. Выберите название кислоты H_2SO_4:
а) сульфидная; б) сульфитная; в) сульфатная; г) серная.

10. Как называется кислотный остаток серной кислоты:
а) гидросульфат; б) сульфид; в) сульфит; г) сульфат.

11. Как называется кислота H_3PO_4:
а) фосфористая; б) метафосфорная; в) ортофосфорная; г) ортофосфатная?

12. На какие ионы диссоциирует ортофосфорная кислота:
а) $H^+ + H_2PO_4^-$; б) $H^+ + HPO_4^{2-}$; в) $H_2O + P_2O_5$; г) не распадается на ионы?

13. Какие кислоты диссоцируют ступенчато:
а) HCl и HNO_3; б) H_2S и H_2SO_3; в) HBr и HNO_2; г) H_3PO_4 и H_2SO_4?

14. Укажите валентность центрального атома в дихромовой кислоте $H_2Cr_2O_7$:
а) II; б) VI; в) IV; г) VII.

15. Какая кислота является неокислительной:
а) $H_2SO_{4(разб)}$; б) $H_2SO_{4(конц)}$; в) $HClO_2$; г) HNO_3?

16. Как называется реакция кислот с основаними:
а) замещения; в) обмена; в) нейтрализации; г) гидролиза.

17. Какое соединение можно использовать для нейтрализации серной кислоты:
а) HNO_3; б) $Mg(OH)_2$; в) CH_3COOH; г) $NaHSO_4$?

18. Какая кислота может образовывать кислые соли:
а) HNO_2; б) HNO_3; в) H_2CO_3; г) CH_3COOH?

19. При каком условии в результате реакции H_2SO_4 с металлом выделяется водовод:
а) если металл в ряду напряжений стоит после водорода, а кислота концентрированная; б) если металл в ряду напряжений стоит до водорода, а кислота разбавленная; в) если кислота концентрированная; г) водород не выделяется ни при каких условиях?

20. Выберите реакцию нейтрализации:
а) $Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$; б) $NaCl + H_2SO_4 \rightarrow$; в) $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow$; г) $NaNO_3 + HCl \rightarrow$.

21. С каким металлом взаимодействует соляная кислота:
а) Cu; б) Ag; в) Mg; г) Hg?

22. С каким соединением не реагирует кислота HCl:
а) $Cu(OH)_2$; б) CuO; в) CaO; г) $Ca(NO_3)_2$?

23. С каким металлом соляная кислота взаимодействует по схеме: $Me + 2HCl \rightarrow MeCl_2 + H_2$:
а) Cu; б) Na; в) Zn; г) Al?

24. Выберите металлы, которые пассивируются концентрированными окислительными кислотами:
а) Na, Ag, Au; б) Al, Fe, Cr; в) Co, Ni, Ca; г) K, Li, Cu.

25. С какими металлами будет взаимодействовать холодная концентрированная HNO_3:
а) Al; б) Fe; в) Cu; г) Ag?

26. Укажите, до какого продукта восстанавливается концентрированная азотная кислота HNO_3 при взаимодействии с Pb:
а) NH_4NO_3; б) NO; в) NO_2; г) H_2?

27. Укажите, до какого продукта восстанавливается концентрированная серная кислота H_2SO_4 при взаимодействии с Ca:
а) H_2; б) SO_2; в) S; г) H_2S?

28. В результате какой реакции образуется соляная кислота:
а) $NaCl_{(раствор)} + H_3PO_4 \rightarrow$; б) $NaCl_{(крист)} + H_2SO_{4(конц)} \rightarrow$;
в) $NaCl_{(раствор)} + H_2CO_3 \rightarrow$; г) $NaCl_{(раствор)} + H_2SiO_3 \rightarrow$?

29. Какая из реакций может проходить при заданных условиях:
1) $Fe + H_2SO_{4(конц)}$ (холод) $\rightarrow$; 2) $Fe + H_2SO_{4(конц)}$ (нагрев) $\rightarrow$:
а) только 1; б) только 2; в) возможно 1 и 2; г) не проходит ни одна реакция.

30. Какие кислоты не взаимодействуют с серебром:
а) H_3PO_4; б) HNO_3; в) HCl; г) H_2CO_3?

31. Укажите возможные продукты реакции нейтрализации между соляной кислотой и гидроксидом алюминия:
а) $AlCl_3$; б) $Al(OH)_2Cl$; в) $Al(OH)Cl_2$; г) $Al(OH)_3$.

32. При взаимодействии концентрированной серной кислоты с какими металлами выделяется сероводород H_2S:
а) Zn; б) Na; в) Cu; г) Hg?

33. С какими солями взаимодействие соляной кислоты проходит необратимо:
а) $NaNO_3$; б) Na_2SiO_3; в) $NaNO_2$; г) CH_3COONa?

11.5 Соли

К солям относится большая группа неорганических соединений, неоднородных по составу и свойствам.

> ***Соли*** *– это сложные соединения, которые можно рассматривать как* ***продукт полного или частичного замещения атомов водорода в кислоте атомами металлов*** *(или на группу NH_4^+) и/или одновременно – как* ***продукт полного или частичного замещения гидроксильных групп в основании на анионы кислотных остатков.***

Схематично это можно представить так:

$$\underset{\text{Кислота}}{H_xAn} + \underset{\text{Металл}}{Me^{x+}} \text{ (или } NH_4^+) \rightarrow \underset{\text{Соль}}{MeAn} + xH^+,$$

$$\underset{\text{Основание}}{Me(OH)_x} + \underset{\text{Кислотный остаток}}{xAn^{x-}} \rightarrow \underset{\text{Соль}}{MeAn} + xOH^-.$$

С позиций теории электролитической диссоциации в простейшем случае соли – это электролиты, которые в водном растворе диссоциируют на катионы металла (или NH_4^+) и анионы кислотного остатка:

$$Me_xAn_z \Leftrightarrow xMe^{z+} + zAn^{x-}.$$

Классификация. По составу и химическим свойствам соли подразделяются на средние, кислые, основные (рис. 11.10), двойные, смешанные и комплексные.



Рисунок 11.10 – Упрощенная классификация солей

- ***Средние соли*** – **продукт полного замещения ионов водорода в кислоте на катионы металла** (или NH_4^+). Например: KCl, Na_2SO_4. Растворимые средние соли являются сильными электролитами и практически полностью распадаются на ионы:

$$KCl \rightarrow K^+ + Cl^-,$$
$$Al(NO_3)_3 \rightarrow Al^{3+} + 3NO_3^-.$$

- ***Кислые соли*** – **продукты неполного замещения ионов водорода в кислоте на катионы металла** (или NH_4^+). Например: $Ca(HCO_3)_2$, $NaHSO_4$, $(NH_4)_2HPO_4$. Кислые соли диссоциируют ступенчато. При этом по первой ступени диссоциация проходит полностью, а по следующим – частично, например:

I ступень: $(NH_4)_2HPO_4 \rightarrow 2NH_4^+ + HPO_4^{2-}$,

II ступень: $HPO_4^{2-} \Leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-}$.

- ***Основные соли*** – это продукты **неполного замещения гидроксильных групп в многокислотном основании кислотными остатками**, например: (MgOH)Cl, $(CaOH)NO_3$. Диссоциация основных солей проходит ступенчато, например:

I ступень: $(MgOH)Cl \rightarrow MgOH^+ + Cl^-$,

II ступень: $Mg(OH)^+ \Leftrightarrow Mg^{2+} + OH^-$.

- ***Двойные соли*** – это соединения, в состав которых входит **два катиона и один кислотный остаток.** Например: $KAl(SO_4)_2$, $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2$. Двойные соли полностью распадаются на ионы:

$$KAl(SO_4)_2 \rightarrow K^+ + Al^{3+} + 2SO_4^{2-}.$$
$$(NH_4)_2Fe(SO_4)_2. \rightarrow 2NH_4^+ + Fe^{2+} + 2SO_4^{2-}.$$

- ***Смешанные соли*** содержат **один катион и два разных кислотных остатках**, например, $Al(SO_4)Cl$, $Co(NO_3)Br_2$.
- ***Комплексные соли*** – это соединения, в состав которых входят **сложные (комплексные) ионы**, способные к самостоятельному существованию в растворах и расплавах. Например: $K[Al(OH)_4]$, $K_4[Fe(CN)_6]$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$.

Номенклатура солей. Название соли состоит из названия кислотного остатка (табл. 11.10) и названия катиона металла с указанием его валентности. Например: $Fe(NO_3)_3$ – нитрат желез*а* (III), $NaHCO_3$ – *гидро*карбонат натр*ия*, (CaOH)Cl – хлорид *гидроксо*кальц*ия*, $(NH_4)Cr(SO_4)_2$ – сульфат хром*а*(III)-аммон*ия*, $Al(SO_4)Cl$ – хлорид-сульфат алюмин*ия*. Если для металла характерна постоянная валентность, то ее не указывают: Na_2CO_3 – карбонат натр*ия*. Для многих солей приняты *тривиальные названия*, например: Na_2CO_3 – сода, K_2CO_3 – пот*а*ш, KNO_3 – калийная селитра, $KClO_3$ – бертолетова соль, $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ – алюмокалиевые квасцы, Cu $SO_4 \cdot 5H_2O$ – медный купорос, $(Cu(OHCO_3)_2)$ – малахит и т. п.

Таблица 11.10 – Названия кислотных остатков

Кислотный остаток	*Название*	*Кислотный остаток*	*Название*
F^-	фторид	NO_3^-	нитрат
Cl^-	хлорид	NO_2^-	нитрит
Br^-	бромид	PO_4^{3-}	ортофосфат
I^-	йодид	HPO_4^{2-}	гидроортофосфат
CN^-	цианид	$H_2PO_4^-$	дигидроортофосфат
S^{2-}	сульфид	PO_3^-	метафосфат
HS^-	гидросульфид	MnO_4^-	перманганат
SO_3^{2-}	сульфит	SiO_3^{2-}	силикат
HSO_3^-	гидросульфит	CO_3^{2-}	карбонат
SO_4^{2-}	сульфат	HCO_3^-	гидрокарбонат
HSO_4^-	гидросульфат	$Cr_2O_7^{2-}$	дихромат

Химические свойства солей зависят от природы катиона и аниона, входящих в состав соли. Важнейшие свойства солей приведены в табл. 11.11.

Таблица 11.11 – Химические свойства солей

1. Взаимодействие солей с металлами	
Чтобы определить возможность протекания реакции между солью и металлом, нужно вспомнить ряд напряжений металлов: **Li K Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb 2H Cu Hg Ag Pt Au** <———— Усиление активности металла — Ослабление активности металла ————>	
Соли взаимодействуют с более активными металлами, которые стоят в ряду напряжений *до* металла, входящего в состав соли (рис. 11.11). Нужно помнить, что при контакте щелочных и шелочноземельных металлов (Na, K, Ba) с раствором соли малоактивного металла взаимодействие происходит не с солью, а с водой. В случае расплавов солей активные металлы вытесняют менее активные из расплавов их солей.  	$NiSO_4 + Zn \rightarrow Ni + ZnSO_4$, но: $Ni + ZnSO_4 \rightarrow$ реакция не идет. в растворе соли $SnSO_4$: $2Na + 2\boldsymbol{H_2O} + [SnSO_4] \rightarrow 2NaOH + \boldsymbol{H_2} + [SnSO_4]$, в расплаве: $Na_{(тв.)} + SnSO_{4(расплав)} \xrightarrow{t} Na_2SO_4 + Sn$ Рисунок 11.11 – Погружение медной пластинки в бесцветный раствор нитрата серебра: а) начало реакции; б) завершение реакции $Cu + 2AgNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag\downarrow$, в результате которой конец пластинки покрывается серебристым налетом, а раствор становится синим благодаря появлению катионов Cu^{2+}
2. Отношение к нагреванию	
Стойкость солей к высоким температурам зависит от природы соли, т.е. от состава как аниона, так и катиона – см. уравнения реакций	*Карбонаты* 1) $Na_2CO_{3(твердый)} \xrightarrow{t} Na_2CO_{3(расплав)}$ 2) $MgCO_3 \xrightarrow{t} MgO + CO_2$ 3) $2Ag_2CO_3 \xrightarrow{t} 4Ag + 2CO_2 + O_2$ 4) $2NaHCO_3 \xrightarrow{t} Na_2CO_3 + H_2O$ 5) $(CuOH)_2CO_3 \xrightarrow{t} 2CuO + CO_2 + H_2O$ *Соли аммония* 6) $NH_4Cl \xrightarrow{t} NH_3 + HCl$ 7) $(NH_4)_3PO_4 \xrightarrow{t} 3NH_3 + H_3PO_4$, 8) $NH_4NO_2 \xrightarrow{t} N_2 + 2H_2O$, 9) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{t} Cr_2O_3 + N_2 + 4H_2O$ *Нитраты* 10) $NH_4NO_3 \xrightarrow{t} N_2O + 2H_2O$ 11) $2KNO_3 \xrightarrow{t} 2KNO_2 + O_2$ 12) $2Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t} 2CuO + 4NO_2 + O_2$ 13) $2AgNO_3 \xrightarrow{t} 2Ag + 2NO_2 + O_2$ *Сульфаты* 14) $2BaSO_4 \xrightarrow{t} 2BaO + 2SO_2 + O_2$ 15) $2FeSO_4 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + SO_2 + SO_3$ 16) $4FeSO_4 \xrightarrow{t} 2Fe_2O_3 + 4SO_2 + O_2$ *Хлораты* 17) $2KClO_3$ [*kat*:MnO_2] $\xrightarrow{t} 2KCl + 3O_2$ 18) $4KClO_3 \xrightarrow{t} KCl + 3KClO_4$; *Перманганаты* 19) $2KMnO_4 \xrightarrow{t} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$.

Продолжение таблицы 11.11

3. Отношение к воде	
По растворимости в воде соли подразделяются на хорошо растворимые, малорастворимые и нерастворимые. Многие соли вступают в реакцию *гидролиза* – химическое взаимодействие с водой. По этому признаку соли подразделяются на три типа. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются	
4. Реакции с кислотами	
Взаимодействие происходит, если в результате реакции образуются газ, осадок или слабый электролит	$Na_2S + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2S\uparrow$ $K_2SiO_3 + 2HNO_3 \rightarrow 2KNO_3 + H_2SiO_3\downarrow$, $KNO_2 + HCl \rightarrow KCl + HNO_2$, $CH_3COONa + HCl \rightarrow CH_3COOH + NaCl$
5. Реакции со щелочами	
Взаимодействие происходит, если в результате реакции образуются газ, осадок или слабый электролит	$FeCl_3 + 3NaOH \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$, $NH_4Cl + NaOH \xrightarrow{t} NH_3\uparrow + NaCl + H_2O$, $NH_4Cl + NaOH \rightarrow NH_4OH + NaCl$, $2AgNO_3 + 2KOH \rightarrow 2KNO_3 + Ag_2O\downarrow + H_2O$, $HgNO_3 + 2KOH \rightarrow 2KNO_3 + HgO\downarrow + H_2O$
6. Реакции между солями	
Взаимодействие происходит, если в результате реакции образуется осадок или реже – слабый электролит, например, $Fe(CNS)_3$	$Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow 2NaCl + BaSO_4\downarrow$, $Fe(NO_3)_3 + KCNS \rightarrow 3KNO_3 + Fe(CNS)_3$
7. Качественные реакции Так называются реакции, с помощью которых при использовании особых реактивов (качественных реагентов) можно доказать наличие в растворе соли определенного катиона или аниона	
Качественным реагентом на катионы Fe^{2+} является желтая кровяная соль $K_3[Fe(CN)_6]$, при этом выпадает осадок берлинской лазури $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$	$3FeCl_2 + 2K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow 6KCl + Fe_3[Fe(CN)_6]_2\downarrow$, $3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]_2\downarrow$
Качественным реагентом на Fe^{3+} является красная кровяная соль $K_4[Fe(CN)_6]$ и/или роданид-анион CNS^-. В первом случае выпадает осадок турнбуллевой сини $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$, а во втором – слабый электролит роданид железа (III) $Fe(CNS)_3$	$4FeCl_3 + 3K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow 12KCl + Fe_4[Fe(CN)_6]_3\downarrow$, $4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]_2\downarrow$; $FeCl_3 + 3KCNS \rightarrow 3KCl + Fe(CNS)_3$, $Fe^{3+} + CNS^- \rightarrow Fe(CNS)_3$
Качественным реагентом на катионы Ba^{2+} является сульфат-анион (SO_4^{2-}) или хромат-анион (CrO_4^{2-}), при этом образуются осадки: белый $BaSO_4$ или ярко-желтый $BaCrO_4$	$Ba(NO_3)_2 + Na_2SO_4 \rightarrow 2NaNO_3 + BaSO_4\downarrow$, $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$; $BaCl_2 + K_2CrO_4 \rightarrow 2KCl + BaCrO_4\downarrow$, $Ba^{2+} + CrO_4^{2-} \rightarrow BaCrO_4\downarrow$
Качественным реагентом на катионы Ag+ являются анионы Cl^- и I^-, которые образуют осадки белого (AgCl) и желтого (AgI) цвета	$AgNO_3 + NaCl \rightarrow NaNO_3 + AgCl\downarrow$, $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$; $CH_3COOAg + KI \rightarrow CH_3COONa + AgI\downarrow$, $Ag^+ + I^- \rightarrow AgI\downarrow$
Качественным реагентом на катионы Pb^{2+} является хромат-анион (CrO_4^{2-}), который дает бледно-желтый осадок $BaCrO_4$	$Pb(NO_3)_2 + K_2CrO_4 \rightarrow 2KNO_3 + PbCrO_4\downarrow$, $Pb^{2+} + CrO_4^{2-} \rightarrow BaCrO_4\downarrow$
8. Восстановительные свойства Проявляются, если в состав соли входят атомы элементов в минимальных или достаточно низких степенях окисления	
Соли, в состав которых входят катионы Fe^{2+}, Cr^{2+}, Mn^{2+}, NH_4^+	$2Fe^{+2}Cl_2 + Cl^0_2 \rightarrow 2Fe^{+3}Cl^{-1}_3$, $4Cr^{+2}Cl_2 + O^0_2 + 4HCl \rightarrow 4Cr^{+3}Cl_3 + 2H_2O^{-2}$, $2N^{-3}H_4Cl + H_2S^{+6}O_{4(конц)} \rightarrow N^0_2 + S^{+4}O_2 + 2HCl + 4H_2O$
Соли, в состав которых входят анионы Cl^-, Br^-, I^-, (кром F^-), S^{2-}, SO_3^{2-}, NO_2^-.	$2NaBr^{-1} + Mn^{+4}O_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow Br_2^0 + Mn^{+2}SO_4 +$ $+ Na_2SO_4 + 2H_2O$, $Na_2S^{-2} + H_2O^{-1}_2 \rightarrow S^0 + 2NaO^{-2}H$, $2Na_2S^{+4}O_3 + O^{-1}_2 \rightarrow 2Na_2S^{+6}O^{-2}_4$, $2KN^{+3}O_2 + Br^0_2 + H_2O \rightarrow 2KN^{+5}O_3 + 2HBr^{-1}$
9. Окислительные свойства Проявляют соли, в состав которых входят атомы элементов в максимальных или достаточно высоких степенях окисления	

Продолжение таблицы 11.11

Соли, в состав которых входят катионы Au^{+3}, Hg^{+2}, Cu^{+2}, Ag^{+1}, Cr^{+3}, Fe^{+3}	$2Au^{+3}(NO_3)_3 + 3Zn^0 \rightarrow 3Zn^{+2}(NO_3)_2 + 2Au^0$, $Cu^{+2}Cl_2 + H^0_2 \rightarrow 2H^{+1}Cl + Cu^0$, $2Fe^{+6}Cl_3 + 2KI^{-1} \rightarrow 2Fe^{+2}Cl_2 + 2KCl + I^0_2$
Соли, в состав которых входят анионы SO_4^{2-}, NO_3^-, MnO_4^- , CrO_4^{2-}, $Cr_2O_7^{2-}$	$CaS^{+6}O_4 + 3CaS^{-2} \rightarrow 4CaO + 4S^0$, $KN^{+5}O_3 + C^{+2}O \rightarrow KN^{+3}O_2 + C^{+4}O_2$, $2KMn^{+7}O_4 + 16HCl^{-1} \rightarrow 2Mn^{+2}Cl_2 + 5Cl^0_2 + 2KCl + 8H_2O$, $K_2Cr^{+6}{}_2O_7 + 14HBr^{-1} \rightarrow 2Cr^{+3}Br_3 + 3Br^0_2 + 2KBr + 7H_2O$

Получение солей разных типов встречалось при изучении свойств соединений всех классов неорганических соединений – оксидов, оснований, кислот и солей. В таблице 11.12 приведены главные способы получения средних солей.

Таблица 11.12 – Получение солей

1. Реакция нейтрализации	
Реакции проходят, если хотя бы одно исходное вещество является сильным электролитом или хорошо растворимым соединением	$KOH + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + H_2O$, $Cu(OH)_2 + 2CH_3COOH \rightarrow (CH_3COO)_2Cu + 2H_2O$, однако: $Cu(OH)_2 + H_2SiO_3 \rightarrow$ реакция не идет
2. Взаимодействие кислот с основными и амфотерными оксидами	
Для этих реакций берут сильную кислоту или оксид активного металла. Взаимодействие между слабой кислотой и оксидом малоактивного металла почти никогда не протекает	$H_2SO_4 + CuO \rightarrow CuSO_4 + H_2O$, $2HCl + ZnO \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$, однако: $H_2CO_3 + PbO \rightarrow$ реакция не идет
3. Взаимодействие кислот с солями	
Взаимодействие происходит, если в результате реакции образуется осадок или реже – слабый электролит	$H_2S + CuCl_2 \rightarrow CuS\downarrow + 2HCl$, $HCl + CH_3COONa \rightarrow NaCl + CH_3COOH$, $H_2SO_4 + 2NaCl_{(крист)} \xrightarrow{t} Na_2SO_4 + 2HCl$
4. Взаимодействие двух солей	
Взаимодействие происходит, если в результате реакции образуется осадок или реже – слабый электролит	$Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$, $Pb(NO_3)_2 + Na_2SO_4 \rightarrow 2NaNO_3 + PbSO_4\downarrow$
5. Взаимодействие оснований с кислотными и амфотерными оксидами	
Реакция может протекать в растворе или расплаве щелочей при высоких температурах	$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$, $2NaOH + 2NO_2 \rightarrow NaNO_3 + NaNO_2 + H_2O$, $2KOH + Al_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2K[Al(OH)_4]$, $2KOH + Al_2O_3 \xrightarrow{t} 2KAlO_2 + H_2O$, $2NaOH + ZnO + 2H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$, $2NaOH + ZnO \xrightarrow{t} Na_2ZnO_2 + H_2O$
6. Взаимодействие щелочей с солями	
Взаимодействие происходит, если в результате реакции образуются газ, осадок или слабый электролит	$3KOH + FeCl_3 \rightarrow 3KCl + Fe(OH)_3\downarrow$, $NH_4Cl + KOH \rightarrow KCl + NH_4OH$, $Ba(OH)_2 + Na_2CO_2 \rightarrow BaCO_3\downarrow + 2NaOH$
7. Взаимодействие между солеобразующими оксидами	
Реакции происходят при обычных условиях или при сплавлении основных оксидов с кислотными и амфотерными, кислотных с амфотерными	$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$, $Na_2O + SO_3 \rightarrow Na_2SO_4$, $CaO + SiO_2 \xrightarrow{t} CaSiO_3$, $P_2O_5 + Al_2O_3 \xrightarrow{t} 2AlPO_4$, $Na_2O + Al_2O_3 \xrightarrow{t} 2NaAlO_2$
8. Взаимодействие металлов с неметаллами	
По этому способу можно получить соли бескислородных кислот	$2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl$, $2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$, $Fe + S \xrightarrow{t} FeS$

Продолжение таблицы 11.12

9. Взаимодействие металлов с кислотами	
Реакции этого типа рассматривались при изучении свойств кислот – см. табл. 6.8	$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$, $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$, $Cu + 8HNO_{3(разб)} \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$, $Zn + 4H_2SO_{4(конц)} \rightarrow 3ZnSO_4 + S\downarrow + 4H_2O$, $3Ag + 4HNO_{3(разб)} \rightarrow 3AgNO_3 + NO\uparrow + 2H_2O$, $4Mg + 5H_2SO_{4(конц)} \rightarrow 4MgSO_4 + H_2S\uparrow + 4H_2O$
10. Взаимодействие металлов с солями	
Соли вступают в реакции только с более активными металлами, которые стоят ближе к началу ряда напряжений металлов	$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$, однако $FeSO_4 + Cu \rightarrow$ реакция не идет
11. Взаимодействие аммиака с кислотами	
Аммонийные соли образуются при взаимодействии аммиака или гидроксида аммония с неокислительными кислотами	$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$, $NH_4OH + HCl \rightarrow NH_4Cl + H_2O$, $2NH_3 + H_2SO_{4(разб)} \rightarrow (NH_4)_2SO_4$, $3NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow (NH_4)_3PO_4$
12. Взаимодействие щелочей с простыми веществами	
С амфотерными металлами	$2NaOH_{(тв.)} + Zn \xrightarrow{t} Na_2ZnO_2 + H_2\uparrow$, $2NaOH + Zn + 2H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] + H_2\uparrow$, $2NaOH + 2Al + 6H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$
С неметаллами	$2KOH + Si + H_2O \xrightarrow{t} K_2SiO_3 + 2H_2\uparrow$, $3NaOH + 3P \rightarrow 3NaH_2PO_2 + PH_3\uparrow$, $6KOH + 3S \xrightarrow{t} K_2SO_3 + 2K_2S + 3H_2O$, $2NaOH + Cl_2 \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$, $6NaOH + 3Cl_2 \xrightarrow{t} NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$, однако: $4NaOH + 2F_2 \rightarrow 4NaF + O_2 + 2H_2O$

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
качественный	якісний	qualitative	qualité	جودة
качественная реакция	якісна реакція	qualitative reaction	réaction qualitative	نوعية رد الفعل
осаждаться		precipitate	précipité	ترسيب

Контрольные вопросы

1. Какие электролиты называются солями?
2. Назовите главные типы солей и охарактеризуйте их. Привидите примеры.
3. Расскажите о химических свойствах солей.
4. Как можно получить кислые и основные соли?
5. Расскажите о способах получения средних солей.

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильным может быть один или несколько.

1. Укажите состав средней соли:
а) катионы водорода и анионы кислотного остатка; б) катионы водорода и гидроксильные группы; в) катионы металла и гидроксильные группы; г) катионы металла и анионы кислотного остатка.

2. Выберите формулу средней соли:
а) $Al(OH)_2Cl$; б) $Al(OH)(SO_4)$; в) $Al_2(SO_4)_3$; г) $Al(HSO_4)_3$.

3. Выберите формулу средней соли:
а) $Ca(HCO_3)_2$; б) $CaCO_3$; в) Na_2SO_4; г) $NaHSO_4$.
4. Укажите формулу сульфита натрия:
а) Na_2SO_4; б) Na_2SO_3; в) $Na_2S_4O_6$; г) Na_2S.
5. Какие составные части входят в состав основной соли:
а) катионы водорода, анионы кислотного остатка и гидроксогруппы; б) катионы металла и гидроксильные группы; в) катионы металла, катионы водорода и анионы кислотного остатка; г) гидроксокатионы металла и кислотный остаток?
6. Выберите формулу основной соли:
а) CrO_2Cl_2; б) $Zn(OH)NO_3$; в) Na_2CO_3; г) $Cu(HSO_4)_2$.
7. К какому типу солей относятся соединения: $AgCl$, $NaCl$, KNO_3, $BaSO_4$:
а) кислые; б) средние; в) основные; г) двойные?
8. Укажите формулу соли нитрата железа (III):
а) $FeNO_2$; б) $Fe(NO_2)_2$; в) $Fe(NO_3)_3$; г) $Fe(NO_3)_2$.
9. Определите формулу соли, в состав которой входит катион натрия и анион гидросульфита:
а) Na_2SO_4; б) $NaHSO_4$; в) Na_2S; г) $NaHSO_3$.
10. Как называются средние соли кислоты H_2S:
а) сульфиды; б) сульфаты; в) сульфиты; г) гидросульфаты?
11. Как называются средние соли кислоты H_2SO_4:
а) сульфиды; б) сульфаты; в) сульфиты; г) гидросульфаты?
12. Какие составные части входят в состав кислой соли:
а) катионы водорода, кислотный остаток и гидроксогруппы; б) катионы металла и гидроксильные группы; в) катионы металла, катионы водорода и анионы кислотного остатка; г) гидроксокатионы металла и кислотный остаток?
13. Выберите формулу кислой соли:
а) CrO_2Cl_2; б) $Zn(OH)NO_3$; в) Na_2CO_3; г) $Cu(HSO_4)_2$.
14. Между какими веществами может происходить взаимодействие в растворе:
а) $NaCl$ и K_2SO_4; б) $NaCl$ и $AgNO_3$; в) CH_3COONa и $PbCl_2$; г) $Ba(NO_3)_2$ и $MgSO_4$?
15. Разложение какой соли при нагревании протекает по схеме:
$Me(NO_3)_2 \rightarrow MeO + NO_2 + O_2$:
а) $Cu(NO_3)_2$; б) $Ba(NO_3)_2$; в) $Mg(NO_3)_2$; г) $AgNO_3$?
16. Разложение какой соли при нагревании протекает по схеме:
$Me(NO_3)_2 \rightarrow Me(NO_2)_2 + O_2$:
а) $Cu(NO_3)_2$; б) $Ba(NO_3)_2$; в) $Mg(NO_3)_2$; г) $AgNO_3$?
17. Какую соль можно получить по схеме: $3Me + 4HNO_{3(розв.)} \rightarrow 3(соль) + NO\uparrow + 2H_2O$:
а) $Fe(NO_3)_3$; б) $Cu(NO_3)_2$; в) $Fe(NO_3)_2$; г) $AgNO_3$?
18. С помощью какого реагента можно доказать присутствие в растворе катионов Fe^{2+}:
а) $K_4[Fe(CN)_6]$; б) $K_3[Fe(CN)_6]$; в) $KCNS$; г) NH_4CNS?
19. Какая соль взаимодействует с соляной кислотой HCl:
а) $MgSO_4$; б) $BaCl_2$; в) $Fe(NO_3)_3$; г) $AgNO_3$?
20. С каким металлом может взаимодействовать соль $PbCl_2$ в растворе:
а) Ag; б) Cu; в) Zn; г) Hg?
21. В результате какой реакции образуется основная соль:
а) $Fe(OH)_3 + 3HCl \rightarrow$; б) $Fe(OH)_3 + 2HCl \rightarrow$;
в) $2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow$; г) $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow$?
22. В результате какой реакции образуется кислая соль:
а) $Fe(OH)_3 + 3HCl \rightarrow$; б) $Fe(OH)_3 + 2HCl \rightarrow$;
в) $2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow$; г) $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow$?
23. С раствором какого вещества может взаимодействовать хлорид калия:
а) нитрат натрия; б) оксид кремния (IV); в) нитрат серебра (I); г) сульфат бария?
24. С каким веществом может вступать в реакцию гидросульфат магния:

а) оксид кремния (IV); б) оксид магния; в) азотная кислота; г) сульфат кальция?

25. С каким веществом может вступать в реакцию сульфат магния в растворе:
а) хлорид натрия; б) хлорид бария; в) соляная кислота; г) сульфат бария?

26. С каким веществом может вступать в реакцию хлорид цинка в растворе:
а) гидроксид натрия; б) азотная кислота; в) гидроксид хрома (III); г) нитрат бария?

27. С каким веществом может вступать в реакцию сульфид аммония в растворе:
а) гидроксид калия; б) гидроксид хрома (III); в) соляная кислота; г) нитрат серебра (I)?

28. Какие соли могут образоваться в результате взаимодействия $Ca(OH)_2$ и H_2SO_3:
а) $CaSO_3$; б) $CaSO_4$; в) $Ca(HSO_4)_2$; г) $Ca(HSO_3)_2$?

29. Какая соль образуется в результате реакции $2Al(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow ...$:
а) $Al_2(OH)_4SO_4$; б) $Al(OH)SO_4$; в) $Al(HSO_4)_3$; г) $Al_2(SO_4)_3$?

30. В результате какой реакции можно получить хлорид железа (II):
а) $FeO + Cl_2 \rightarrow ...$; б) $Fe(OH)_2 + HCl \rightarrow ...$; в) $BaCl_2 + FeSO_4 \rightarrow ...$; г) $Fe_2O_3 + HCl \rightarrow ...$?

31. Выберите пару солей, которые могут взаимодействовать между собой:
а) $AlCl_3$ и $NaNO_3$; б) K_2CO_3 и $BaCl_2$; в) $NaCl$ и $AgNO_3$; г) K_2SO_3 и $NaCl$.

32. Выберите соли, из которых при действии щелочи образуются нерастворимые основания:
а) $MgCl_2$; б) Na_2SO_4; в) $CuCl_2$; г) $NaNO_3$.

11.6 Генетическая связь между классами неорганических соединений

Все неорганические вещества подразделяются на классы (рис. 11.12). Но между отдельными классами соединений существует генетическая связь. Эта связь заключается в том, что из веществ одного класса можно получить вещества других классов.



Рисунок 11.12 – Упрощенная классификация простых и сложных веществ

Генетические связь – это связь между разными классами соединений, основанная на возможности их взаимного перехода (рис. 11.13).

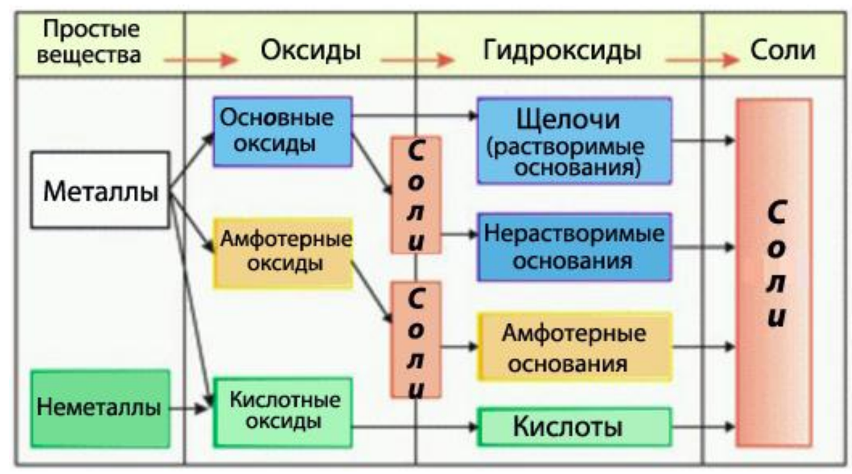


Рисунок 11.13 – Генетическая связь между классами неорганических соединений

Например, можно перейти от металла кальция к соли сульфату кальция по схеме:

$$\underset{\text{металл}}{Ca} \xrightarrow{O_2} \underset{\text{основный оксид}}{CaO} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{основание}}{Ca(OH)_2} \xrightarrow{H_2SO_4} \underset{\text{соль}}{CaSO_4}.$$

Для этого нужно провести несколько реакций:

$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO,$$
$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2,$$
$$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2H_2O.$$

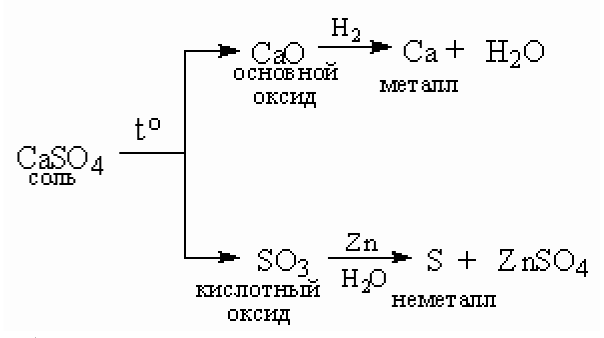
Но к этой же соли ($CaSO_4$) можно прийти и от неметалла:

$$\underset{\text{неметалл}}{S} \xrightarrow{O_2} SO_2 \xrightarrow{O_2} SO_3 \xrightarrow{CaO} \underset{\text{соль}}{CaSO_4}.$$
кислотные оксиды

Для этого подходят такие реакции:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2.$$
$$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3,$$
$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4.$$

С другой стороны, из соли можно опять прийти к металлу и неметаллу по схеме:



Единство и разнообразие неоорганических соединений проявляются в генетических рядах.

Генетическим рядом *называется совокупность веществ разных классов, объединяющих соединения одного элемента, между которыми имеется возможность взаимного перехода.*

Генетическия ряд имеет такие *признаки*:

1. Все вещества одного ряда содержат атомы одного элемента, например, генетический ряд хлора: $Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow NaCl \rightarrow AgCl \rightarrow Cl_2$.

2. Вещества, образованные одним элементом, относятся к разным классам соединений, например: простое вещество → кислотный оксид → кислота → соль.

3. Вещества одного генетического ряда должны быть связаны взаимными переходами. Ряд считается полным, если он начинается и заканчивается простым веществом, как было показано на примере соединений хлора.

Есть генетические ряды металлов и неметаллов.

Среди металлов можно выделить две разновидности рядов:

1) генетический ряд, в котором в качестве основания выступает щёлочь. Этот ряд можно представить с помощью превращений:
металл → основный оксид → щёлочь → соль → металл.
Например, генетический ряд калия: K → K_2O → KOH → KCl → K;

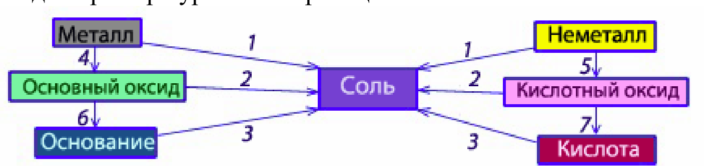
2) генетический ряд, где в качестве основания выступает нерастворимое основание, тогда ряд можно представить цепочкой превращений:
металл → основный оксид → соль → нерастворимое основание → основный оксид → → металл.
Например: Cu → CuO → $CuCl_2$ → $Cu(OH)_2$ → CuO → Cu.

Среди неметаллов также можно выделить две разновидности рядов:

1) генетический ряд неметаллов, где в качестве звена ряда выступает растворимая кислота. Цепочку превращений можно представить в следующем виде:
неметалл → кислотный оксид → растворимая кислота → соль → оксид → → неметалл.
Например: P → P_2O_5 → H_3PO_4 → Na_3PO_4 → P_2O_5 → P;

2) генетический ряд неметаллов, где в качестве звена ряда выступает нерастворимая кислота:
неметалл → кислотный оксид → соль → нерастворимая кислота → кислотный оксид → неметалл.
Например: Si → SiO_2 → Na_2SiO_3 → H_2SiO_3 → SiO_2 → Si.

Пример 11.1. Приведите по два примера уравнений реакций в соответствии со схемой:



Решение. 1. Взаимодействие металла с неметаллом:

Hg	+	S	→	HgS,
2Al	+	$3I_2$	→	$2AlI_3$,
Металл	+	*Неметалл*	→	*Соль.*

2. Взаимодействие кислотного оксида с основным

Li_2O	+	CO_2	→	Li_2CO_3,
CaO	+	SiO_2	→	$CaSiO_3$,
Основный оксид	+	*Кислотный оксид*	→	*Соль.*

3. Взаимодействие основания с кислотой

$Al(OH)_3$	+	3HCl	→	$AlCl_3$	+	$3H_2O$,
$Ba(OH)_2$	+	H_2SO_4	→	$BaSO_4$	+	$2H_2O$,
Основание	+	*Кислота*	→	*Соль*	+	*Вода.*

4. Переход от металла к основному оксиду

2Ba	+	O_2	→	2BaO,
4Fe	+	$3O_2$	→	$2Fe_2O_3$,
Металл	+	*Кислород*	→	*Основный оксид.*

5. Переход от неметалла к кислотному оксиду

S	+	O_2	→	SO_2,
C	+	O_2	→	CO_2,
Неметалл	+	*Кислород*	→	*Кислотный оксид.*

6. Переход от основного оксида к основанию

BaO	+	H_2O	→	$Ba(OH)_2$,
Na_2O	+	H_2O	→	2NaOH,
Основный оксид	+	*Вода*	→	*Основание.*

7. Переход от кислотного оксида к кислоте

SO_2	+	H_2O	→	H_2SO_3,
CO_2	+	H_2O	→	H_2CO_3,
Кислотный оксид	+	*Вода*	→	*Кислота.*

Пример 11.2. Составьте уравнения реакций для цепочки превращений:

$$P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow NaH_2PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow H_3PO_4.$$

Решение. Заданному переходу отвечают такие уравнения реакций:

1) $4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$;
2) $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$;
3) $H_3PO_4 + NaOH \rightarrow NaH_2PO_4 + H_2O$;
4) $NaH_2PO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + 2H_2O$;
5) $2Na_3PO_4 + 3CaCI_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6NaCI$;
6) $Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2H_3PO_4 + 3CaSO_4$.

Пример 11.3. Составьте уравнения реакций для цепочки превращений:

$$Zn \rightarrow ZnO \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$$
$$\downarrow$$
$$Zn \rightarrow ZnCl_2$$

Решение. Заданному переходу отвечают такие уравнения реакций:

1) $2Zn + O_2 \rightarrow 2ZnO$;
2) $ZnO + 2HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2O$;
3) $Zn(NO_3)_2 + 2NaOH \rightarrow Zn(OH)_2 + 2NaNO_3$;
4) $Zn(OH)_2 \xrightarrow{t} ZnO + H_2O$;
5) $ZnO + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$;
6) $ZnO + Al \rightarrow Zn + Al_2O_3$;
7) $Zn + HCI \rightarrow ZnCI_2 + H_2$.

Ключевые слова и термины

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
взаимный		mutual	mutuel	متبادل
генетический	генетичний	genetic	génétique	الجينية

Контрольные вопросы

1. Что такое генетическая связь между классами неорганических соединений?
2. Что называется генетическим рядом.
3. Назовите признаки генетических рядов.
4. Приведите примеры генетических рядов металлов и неметаллов.

Задания для самостоятельной работы

Предложенные задания имеют по четыре варианта ответов, из которых правильным может быть один или несколько.

1. Выберите соединение X в генетическом ряду: металл → X → щелочь → соль → → металл:
а) X = кислотный оксид; б) X = основный оксид; в) X = соль; г) X = основание.

2. Выберите соединение X в генетическом ряду: металл → основный оксид → X → → нерастворимое основание → основный оксид → металл:
а) X = кислотный оксид; б) X = основный оксид; в) X = соль; г) X = основание.

3. Выберите соединение X в генетическом ряду: неметалл → кислотный оксид → соль → нерастворимая кислота → кислотный оксид → X:

а) X = неметалл; б) X = соль; в) X = основание; г) X = кислота.

4. Выберите соединение X в генетическом ряду: неметалл $\rightarrow$ X $\rightarrow$ растворимая кислота $\rightarrow$ соль $\rightarrow$ кислотный оксид $\rightarrow$ неметалл:
а) X = соль; б) X = кислота; в) X = основный оксид; г) X = кислотный оксид.

5. Выберите соединение X в цепочке превращений: Mg $\rightarrow$ X $\rightarrow$ H_2S:
а) X = MgS; б) X = $Mg(OH)_2$; в) X = $MgSO_3$; г) X = S.

6. Какой оксид образуется в переходе: Mn $\rightarrow$ оксид $\rightarrow$ $MnSO_4$?
а) MnO_2; б) Mn_2O_7; в) MnO; г) Mn_2O_3.

7. Какое соединение X образуется в переходе: кислота $\rightarrow$ X $\rightarrow$ основание:
а) X = средняя соль; б) X = кислотный оксид;
в) X = основный оксид; г) X = комплексная соль.

8. Какое соединение X образуется в переходе: неметалл $\rightarrow$ X $\rightarrow$ кислота:
а) X = средняя соль; б) X = кислотный оксид;
в) X = основный оксид; г) X = амфотерный оксид.

9. Какое соединение X образуется в переходе: Cu $\rightarrow$X $\rightarrow$ $Cu(OH)_2$:
а) X = Cu_2O; б) X = CuO; в) X = $CuCl_2$; г) X = H_2O?

10. Какое соединение X образуется в переходе: H_2S $\rightarrow$ X $\rightarrow$ Na_2SO_3?
а) X = S; б) X = $Na_2S_2O_3$; в) X = SO_2; г) X = Na_2SO_4?

11. Какое соединение X образуется в переходе: H_2S $\rightarrow$ X $\rightarrow$ Na_2SO_3:
а) X = S; б) X = NaOH; в) X = Na_2O; г) X = SO_2?

12. Какое соединение X образуется в переходе: $Fe(OH)_3$ $\rightarrow$ X $\rightarrow$ Fe:
а) X = K_2FeO_4; б) X = Fe_2O_3; в) X = $Fe(CrO_2)_2$; г) X = $FeSO_4$?

13. Какое соединение X образуется в переходе: $ZnCl_2$ $\rightarrow$ X $\rightarrow$ K_2ZnO_2:
а) X = $Zn(NO_3)_2$; б) X = Zn; в) X = $Zn(OH)_2$; г) X = $ZnSO_4$?

14. С каким веществом вступил в реакцию оксид BaO, если в результате образовалось основание:
а) NaOH; б) H_2O; в) H_2; г) KOH?

15. Укажите реакцию, в результате которой может образоваться сульфат железа (II):
а) Fe + $H_2SO_{4(конц)}$ $\rightarrow$...; б) FeO + H_2SO_4 $\rightarrow$...; в) Fe_2O_3 + H_2SO_4 $\rightarrow$...; г) Fe + $CuSO_4$ $\rightarrow$...

16. Выберите вещества X и Y в цепочке превращений: сера $\rightarrow$ X $\rightarrow$ Y $\rightarrow$ сульфит натрия:
а) X = SO_2; б) Y = Na_2SO_3; в) X = SO_3; г) Y = H_2SO_3.

17. Выберите вещества X и Y в цепочке превращений: цинк $\rightarrow$ X $\rightarrow$ Y $\rightarrow$ гидроксид цинка:
а) X = ZnO; б) X = $Zn(OH)_2$; в) Y = $ZnSO_4$; г) Y = ZnS.



ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

www.calc.ru

Периоды	Ряды	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1	H 1 ВОДОРОД 1,008							He 2 ГЕЛИЙ 4,003
2	2	Li 3 ЛИТИЙ 6,941	Be 4 БЕРИЛЛИЙ 9,0122	B 5 БОР 10,811	C 6 УГЛЕРОД 12.011	N 7 АЗОТ 14,007	O 8 КИСЛОРОД 15,999	F 9 ФТОР 18,998	Ne 10 НЕОН 20.179
3	3	Na 11 НАТРИЙ 22,99	Mg 12 МАГНИЙ 24,312	Al 13 АЛЮМИНИЙ 26,092	Si 14 КРЕМНИЙ 28,086	P 15 ФОСФОР 30,974	S 16 СЕРА 32,064	Cl 17 ХЛОР 35,453	Ar 18 АРГОН 39,948
4	4	K 19 КАЛИЙ 39,102	Ca 20 КАЛЬЦИЙ 40,08	Sc 21 СКАНДИЙ 44,956	Ti 22 ТИТАН 47,956	V 23 ВАНАДИЙ 50,941	Cr 24 ХРОМ 51,996	Mn 25 МАРГАНЕЦ 54,938	Fe 26 ЖЕЛЕЗО 55,849; Co 27 КОБАЛЬТ 58,933; Ni 28 НИКЕЛЬ 58,7
	5	Cu 29 МЕДЬ 63,546	Zn 30 ЦИНК 65,37	Ga 31 ГАЛЛИЙ 69,72	Ge 32 ГЕРМАНИЙ 72,59	As 33 МЫШЬЯК 74,922	Se 34 СЕЛЕН 78,96	Br 35 БРОМ 79,904	Kr 36 КРИПТОН 83,8
5	6	Rb 37 РУБИДИЙ 85,468	Sr 38 СТРОНЦИЙ 87,62	Y 39 ИТТРИЙ 88,906	Zr 40 ЦИРКОНИЙ 91,22	Nb 41 НИОБИЙ 92,906	Mo 42 МОЛИБДЕН 95,94	Tc 43 ТЕХНЕЦИЙ [99]	Ru 44 РУТЕНИЙ 101,07; Rh 45 РОДИЙ 102,906; Pd 46 ПАЛЛАДИЙ 106,4
	7	Ag 47 СЕРЕБРО 107,868	Cd 48 КАДМИЙ 112,41	In 49 ИНДИЙ 114,82	Sn 50 ОЛОВО 118,69	Sb 51 СУРЬМА 121,75	Te 52 ТЕЛЛУР 127,6	I 53 ИОД 126,905	Xe 54 КСЕНОН 131,3
6	8	Cs 55 ЦЕЗИЙ 132,905	Ba 56 БАРИЙ 137,34	57–71 ЛАНТАНОИДЫ	Hf 72 ГАФНИЙ 178,49	Ta 73 ТАНТАЛ 180,948	W 74 ВОЛЬФРАМ 183,85	Re 75 РЕНИЙ 186,207	Os 76 ОСМИЙ 190,2; Ir 77 ИРИДИЙ 192,22; Pt 78 ПЛАТИНА 195,09
	9	Au 79 ЗОЛОТО 196,967	Hg 80 РТУТЬ 200,59	Tl 81 ТАЛЛИЙ 204,37	Pb 82 СВИНЕЦ 207,19	Bi 83 ВИСМУТ 208,98	Po 84 ПОЛОНИЙ [210]	At 85 АСТАТ [210]	Rn 86 РАДОН [222]
7	10	Fr 87 ФРАНЦИЙ [223]	Ra 88 РАДИЙ [226]	89–103 АКТИНОИДЫ	Rf 104 РЕЗЕРФОРДИЙ [261]	Db 105 ДУБНИЙ [262]	Sg 106 СИБОРГИЙ [263]	Bh 107 БОРИЙ [262]	Hn 108 ХАНИЙ [265]; Mt 109 МЕЙТНЕРИЙ; 110
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH_4	RH_3	H_2R	HR	

ЛАНТАНОИДЫ

La 57 ЛАНТАН 138,906	Ce 58 ЦЕРИЙ 140,12	Pr 59 ПРАЗЕОДИМ 140,908	Nd 60 НЕОДИМ 144,24	Pm 61 ПРОМЕТИЙ [145]	Sm 62 САМАРИЙ 150,4	Eu 63 ЕВРОПИЙ 151,96	Gd 64 ГАДОЛИНИЙ 157,25	Tb 65 ТЕРБИЙ 158,926	Dy 66 ДИСПРОЗИЙ 162,5	Ho 67 ГОЛЬМИЙ 164,93	Er 68 ЭРБИЙ 167,26	Tm 69 ТУЛИЙ 168,934	Yb 70 ИТТЕРБИЙ 173,04	Lu 71 ЛЮТЕЦИЙ 174,97

АКТИНОИДЫ

Ac 89 АКТИНИЙ [227]	Th 90 ТОРИЙ 232,038	Pa 91 ПРОТАКТИНИЙ [231]	U 92 УРАН 238,29	Np 93 НЕПТУНИЙ [237]	Pu 94 ПЛУТОНИЙ [244]	Am 95 АМЕРИЦИЙ [243]	Cm 96 КЮРИЙ [247]	Bk 97 БЕРКЛИЙ [247]	Cf 98 КАЛИФОРНИЙ [251]	Es 99 ЭЙНШТЕЙНИЙ [254]	Fm 100 ФЕРМИЙ [257]	Md 101 МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	No 102 НОБЕЛИЙ [259]	Lr 103 ЛОУРЕНСИЙ [260]

СЛОВАРЬ

Русский	Украинский	Английский	Французский	Арабский
абсолютный	абсолютний	absolute	absolu	مطلق
агрегатное состояние	агрегатний стан	physical state, state of matter	état d’aggregation	الحالة الفيزيائية
адсорбция	адсорбція	adsorption	adsorption	الامتصاص
акцептор	акцептор	acceptor	accepteur	القابل
аллотропия	алотропія	allotropy	allotropie	تآصل
аллотропный	алотропний	allotropic	allotropique	تآصلي
амфотерный	амфотерний	amphoteric	amphotère	مذبذب
анод	анод	anode	anode	مصعد (انود)
антипараллель-ный	антипаралельні	antiparallel (opposite directions)	antiparallèle	مضاد التوازي
ассоциация	асоціація	association	association	جمعية
атом	атом	atom	atome	ذرة
атомная единица массы	атомна одиниця маси	atomic mass unit	unité de masse atomique	وحدة الكتلة الذرية
бесцветное	без кольору	colourless	incolore	عديم اللون
бинарный	бінарний	binary, binomial	binaire	ثنائي
больше	більше	more	plus de	أكثر
в пределах	у межах	within, within the limits	au sein de	في غضون
валентность	валентність	valence	valence	تكافؤ
валентный угол			angle de valence	التكافؤ زاوية
величина	величина	value	valeur	القيمة
вещество	речовина	substance	substance	مادة
взаимный		mutual	mutuel	متبادل
взаимодействие	взаємодія	interaction	interdépendence	تفاعل
взаимодейство-вать	взаємодіяти	interact, interplay	interférer	تفاعل
вид	вид	form, type	type	نوع؛شكل
вкус	смак	taste	saveur	مذاق؛ طعم
внутри-молекулярные	внутрішньо-молекулярні	intramolecular	intra moléculaire	الداخل الجزيئي , امل ضمن جزيئي
вода	вода	water	eau	ماء
водородный показатель	водневий показник	hydrogen ion exponent	valeur de ph	الأس الهيدروجيني
возбужденное состояние	збуджений стан	excited state	état excité	حالة الارق
воздух	повітря	air	air	هواء
возможный	можливий	possible	possible	ممكن
возникать	виникати	tocreate, tooccur	apparaitre	تنشأ؛تبرز
волна	хвиля	wave	vague	موجة
восстановитель	відновник	reductant	agent réducteur	مختزل
восстановление	відновлення	reduction	réduction	خفض التاكسد , حدد , اختزل
вступать в реакцию (с чем)	вступати в реакцію	to react (with)	reagir, entrer en reaction	يستجيب؛يتأثر
входить	входити	to enter	enter	يدخل

выделение	виділення	to evolve	se dégager	خرج
выделяться	виділятись	to evolve, to realease	se dégager	يحتمل
выражать	виражати	to express	exprimer	يعكس؛يجسد
высокий	високий	high	hauf	ارتفاع
высший	найвищий (максимальний)	highest	supérieur	اعلى
газообразное	газоподібний	gaseous	gaseux	غاز
гальванический элемент	гальванічний елемент	galvanic element	cellule galvanique	الخلية الجلفانية,بطارية
генетический	генетичний	genetic	génétique	الجينية
гетерогенная	гетерогенна	heterogeneous	hétérogène	غير متجانسة
гетерогенная система	гетерогенна система	heterogeneous system	heterogene systeme	النظام الغير متماثل
гибридизация	гібридизація	hybridization	hybridation	تهجين
гидрат	гідрат	hydrate	hydrate	هيدرات
гидратация	гідратація	hydration	hydratation	تفاعل ضم الماء
гидролиз	гідроліз	hydrolysis	hydrolyse	تميؤ (تحلل الماء)
главная	головна	main (major)	maison	منزل
главная подгруппа	головна підгрупа	main group	sous-groupe	رئيسية فرعية
гомогенная	гомогенна	homogeneous	homogène	متجانسة
гомогенная система	гомогенна система	homogeneous system	homogene systeme	متجانس
горение	горіння	combustion, burning	combustion	احترق؛هيجان
группа	група	group	groupe	مجموعة
давление	тиск	pressure	pression	الضغط
движение	рух	movement, motion	mouvement	حركة
двойной	подвійний	binary, double	double	مزدوج
двойной электрический слой	подвійний електричний шар	double electrical layer	double couche électrique	طبقة كهربائية كزدوجة
двойственность	двоїстість	ambivalence	dualité	ازدواجية
двухосновная	двохосновна	dibasic	double base	ثنائي القاعدة
динамический	динамічний	dynamic	dynamique	ديناميكي
диспропорцио-нирования	диспро-порціонування	disproportionati on	disproportionale	عدم التناسب في التخطيط
диссоциация	дисоціація	dissociation	dissociation	تفكك
длина связи	довжина зв'язку	bond distance, bond length	longueur de liaison	ترابط الطول
доля	частка	part, portion	partie, partie	جزء
донор	донор	donor	donateur	المانح
единица	одиниця	unit	unite	وحدة
жидкое	рідке	liquid	liquide	سائل
зависеть (от)	залежати	to depend	dépendre	تعتمد ، يعتمد
зависимость	залежність	relation, dependence	dépendance	علاقة
закон	закон	law	loi	قانون
закон	закон діючих	low of mass	loid’action de	قانون العمل

действующих масс	мас	action	masses	الجماعي (العام)
замерзание	замерзання	freezing	congélation	تجمد
замещать	заміщати	to replace	substituer	يبدل ، البديل
замещение	заміщення	replacement, substitution	replacement	تبديل ؛تعويض
запах	запах	odour	odeur	رائحة
запись	запис	record	réponse	كتابة؛تسجيل؛تدوين
заряд	заряд	charge	charge	شحنة
значение	значення	value	valeur	قيمة
избыток	надлишок	surplus	excès	فائض
изменяться	змінюватися	to change	changer	تغير؛تبديل؛تحويل
измерять	вимірювати	to measure	mésurer	يقيس
изотоп	ізотоп	isotope	isotope	نظير
ингибитор	інгібітор	inhibitor, stopping agent	inhibiteur de	المانع
индекс	індекс	index	index	مؤشر
индикатор	індикатор	indicator	indicateur	يؤكد (يقرر القانون او العلاقة)
инертный анод	інертний анод	inert anode	anode inerte	الانود الخامل
ион	йон, іон	ion	ion	أيون
ионная связь	йонний зв'язок	ionic bond	liaison ionique	رابط أيوني
ионное уравнение	іонне рівняння	ionic equation	équation ionique	معادلة ايونية كاملة
ионный	іонний	ionic	ionique	ايوني
исключение	виняток	exception	exception	استثناء ,حذف ,ازالة ,ابعاد
испарение	випарювання	evaporation	évaporation	تبخر
использовать	використовувати	to use	utiliser	استخدام؛أستعمل
истинная	істинна	veritable, true	vrai, véritable	حقيقي
исходное вещество	вихідна речовина	initial substance	substance initiale	استنادا الى المواد
исходный	вихідний	initial	initiale	ابتدائي؛اولي
исчезать	зникати	destroy, disappear	disparaitre	يحطم
катализ	каталіз	catalysis	catalyse	العامل المساعد
катализатор	каталізатор	catalyst	cataliseur	محفز
каталитический яд	каталітична отрута	catalyst [contact] poison	poison catalytique	السام الحفاز
катод	катод	cathode	cathode	مهبط (كاثود)
качественная реакция	якісна реакція	qualitative reaction	réaction qualitative	نوعية رد الفعل
качественный	якісний	qualitative	qualificatif	نوعي؛ذو علاقة بالنوع
квантово-механическая	квантово-механічна	quantum-mechanical	mécanique quantique	الكمية الميكانيكية
квантовые числа: • главное • побочное (орбитальное) • магнитное • спин	квантові числа: • головне (n) • побічне (l) (орбітальне) • магнітне (m) • спін (s)	quantum numbers: • principal (n) • subsidiary (l) (azmuthal) • magnetic (m)	nombres quaniques: principal cote (orbital) magnétique tour	أعداد الكم : • الرئيسية • كوك (المدار) • المغناطيسي • زيادة ونقصان

		• spin (s)		
кинетика	кінетика	kinetics	cinétique	حركية
кинетическое уравнение	кінетичне рівняння	kinetic equation	équation cinétique	الحركية المعادلة
кипение	кипіння	boiling	ebulition	غليان
кислая соль	кисла сіль	acid salt	sel d’acide	ملح حامضي
кислород	кисень	oxygen	oxygene	اوكسجين
кислородсодер-жащая кислота	кисневмісна кислота	oxyacid	oxyde	اوكسيد حامضي
кислота	кислота	acide	acide	حامض
кислотность	кислотність	acidity	acidité	حموضة
кислотность основания	кислотність основи	acidity of base	acidité de base	حموضة
кислотный остаток	кислотний залишок	acid residue	acide résidu	بقايا حمض
классификация	класифікація	classification	classification	صنيف
классифицировать	класифікувати	to classify	classer	صنف , بوب
ковалентная	ковалентна	covalent	covalent	التساهمي , التكافؤ
ковалентная связь	ковалентний зв'язок	covalent bond	liaison covalente	الرابطة التساهمية
ковалентность	ковалентність	covalence	covalence	تكافؤ
количественный	кількісний	quantitative	quantitatif	كمي؛مقداري
количество	кількість	quantity	quantite	كمية
коллоидный раствор	колоїдний розчин	colloidal solution	solution colloïdale	محلول غروي
компонент	компонент	component	constituant	مركبه ، مركب
конденсация	конденсація	condensation	condensation	تكاثف؛تكثيف
конечный	кінцевий	final	final	هائي , طرفي
константа диссоциации	константа дисоціації	dissociation constant	constante de dissociation	ثابت الانحلال (التفكك)
концентрация	концентрація	concentration	concentration	تركيز
концентрирован-ный	концентрові-ний	concentrated	concentrés	تركيز المحاليل
коэффициент	коефіцієнт	coefficient	coefficient	معامل
кратная связь	кратний зв’язок	multiple bond	une liaison multiple	متعددة السندات
кратность	кратність	multiplicity	multiplicité	تعددية
кривая	крива	curve	curve	منحنى
кристаллизацион-ная вода	кристалізацій-на вода	crystal(lization) water	l’eau critalisée	الكريستال المياه
кристаллическая решетка	кристалічна решітка (ґратка)	crystalline lattice	réseau cristallin	الكريستال شعرية
кристаллическая структура	кристалічна структура	crystal(line) structure	structure de crystal	البنية البلورية
кристаллогидрат	кристалогідрат	crystalline hydrate	hydratée	هيدرات بلوريه
кусок	шматок	lump, piece	morceau	قطعة
левый	лівий	left	gauche	يساري
лед	лід	ice	glace	جليد
летучий	леткий	volatile	volatile	متقلب
лимитирующая	лімітуюча	establish a quota	limitation	الحد
ложка	ложка	spoon	cuiller	ملعقة

любой	будь-який	any	n’importe quel	أي؛كان
малорастворимый	малорозчинний	slightly soluble	légèrement soluble	للذوبان بشك طفيف
масло	олія	oil	péhole	نفط
масса	маса	mass	masse	كتلة
массовая доля	масова частка	mass concentration	fraction de masse	عدد الشامل
массовый	масовий	mass	masse	كتلي
материя	матерія	matter	matière	مادة
между	між	between	entre	بين ، ما بين
межмолекулярные	міжмолекуляр-ні	intermolecular	intermoléculaire	بين الجزيئات
межядерный		internuclear	internucléaire	
мел	крейда	chalk	craie	طباشير
металлическая связь	металева зв'язок	metallic bond	obligation métalique	رابط فلزي
метан	метан	methane	methane	الميثان
механизм	механізм	mechanism	mechanism	الية
механизм реакции	механізм реакції	chemical reaction passing	mécanisme de réaction	رد الفعل آلية
механическая смесь	механічна суміш	mechanical mixture	mélange mécanique	خليط الميكانيكية
многозарядный	багатозарядній	multiply charged	multichargés	
многокислотный	багатокислотний	polyacid	polyacide	
многоосновный	багатоосновний	polybasic	polybasique	
многоцентровость		multiplehub	multi-centrique	
многоэлектрон-ность	багатоелектрон-ність	many-electron	multi-électron	
молекула	молекула	molecule	molécule	جزئ
молекулярная формула	молекулярна формула	molecular formula	formule moleculaire	الصيغة الجزيئية
молекулярность	молекулярність	molecularity	molécularité	
моль	моль	mole	mole	مول
молярная концентрация	молярна концентрація	molar concentration	concentration molaire	تركيز جزيئي
молярный объем	молярний об’єм	molar volume	volume molaire	حجم مولي
нагревание	нагрівання	heating	chauffe	حرارة
название	назва	name	nom	اسم
наименьший	найменший	the least	le plus petit	الاقل
наклон	нахил	tilt; incidence	la pente	منحدر
направление	напрямок	direction	direction, sens	تبويب , الاتجاه
направленность	спрямованість	directionality	directivité	توجهية
насыщаемость	насичуваність	saturability	saturabilité	
насыщенный	насичений	saturated	saturé	مشبع
насыщенный раствор	насичений розчин	saturated solution	solution saturée	محلول مشبع
неделимая	неподільна	indivisible	indivisible	لايتجزأ؛غير قابل للانقسام
нейтрон	нейтрон	neutron	neutron	النيوترون
ненасыщенный	ненасичений	unsaturated	insaturé	غير المشبعة
необратимая	необоротна	irreversible	irréversible	التفاعل لا عكوس (لا عكسي)

необратимая реакция	необоротна реакція	irreversible reaction	réaction irréversible	تفاعل غير انعكاسي
неподеленный	неподільний	unshared	solitaire	غير مقسمة
непосредственно	безпосередньо	directly	directement	مباشرة
нерастворимый	нерозчинний	insoluble	insoluble	لايذوب
неспаренный	неспарений	uncoupled, unpaired	impaire	غير مزاوج
неудобный	незручний	inconvenient	incommode	غير مريح
низкий	низький	low	bas	منخفض
низший	найнижчий (мінімальний)	lowest	inférieur	الاقل
ноль	нуль	zero	zéro	صفر
номенклатура	номенклатура	nomenclature		تسمية
нормальное (основное состояние)	нормальний (основний) стан	normal (ground) state	état normal	الحالة (المنتظمة) الاعتيادية
нормальные условия	нормальні умови	normal (standard) conditions	condition normale	الظروف العادية
обжиг	випал	roasting, burning;	tir	حرق
обмен	обмін	exchange	échange	استبدل
обобществлен-ность	усуспільнення	socialized	socialisé	اجتماعيا
обозначать	позначати	to mark	marquer	يوفر
образование	утворення	formation	formatiom	نشوء؛تكون
обратимый	оборотний	reversible	reversible	عكسها
обратимый процесс	оборотний процес	reverse process	réversible	عملية عكسية
обратная	зворотна	backward	inverse	فاعل عكسي
обратная реакция	зворотня реакція	back reaction	réaction inverse	رجع
общий	загальний	common	commun	عام
объем	об'єм	volume	volume	حجم
одинаковый	однаковий	equal, same	pareil	متشابه
одинаковый	однаковий	equal, same	le meme	متشابه
однородный	однородний	homogeneous	homogène	متجانس
окисление	окиснення	oxidation	oxydation	الاكسدة , تاكسد
окислитель	окисник	oxidant	oxydant	مؤكسد
окислительно-восстановительна я реакция	окисно-відновна реакція	oxidation-reduction reaction	réaction	التفاعل التاكسدي الاختزالي
оксид	оксид	oxide	oxide	اوكسيد
опалесценция	опалесценція	opalescence	opalescence	بريق
определение	визначення	definition	definition	تعريف؛تحديد
определенный	певний	certain, definite	certains, défini	معين
определять	визначати	identify	identifier	يكشف , يعرف
орбиталь	орбіталь	orbital	orbit	مداري
ориентация	орієнтація	orientation	orientation	اتجاه
ориентация в пространстве	орієнтація у просторі	spatial orientation	orientation spatiale	التوجه في الفضاء
осадок	осад	precipitate	précipité	مفاجئ؛يحثه بعجله

осаждаться	осаджуватися	precipitate	précipité	عجل
основание	основа	base	de base	قاعدة
основная соль	основна сіль	basic salt, hydroxy salt	sel de base	الملح الأساسية
основность	основність	basicity	basicité	قاعدية
основность кислоты	основність кислоти	basicityof acid	acide de base	القاعدية
основность кислоты	основність кислоти	basicity of acid	basite de acide	القاعدية
остаток	залишок	residuum, remainder, rest	rédidus	موازنة
отдавать	віддавати	to lose	rendre	يفقد , يعطي
относительная атомная масса	відносна атомна маса	relative atomic mass	masse atomique	نسبه الكتلة الذرية
относительная молекулярная масса	відносна молекулярна маса	relative molecular mass	masse moléculaire	نسبه الكتلة الذرية
относительный	відносний	relative	relative	نسبي
отношение	відношення	relation, ratio	rélation	علاقة
отрицательный	негативний	negative	négatif	سلبي
отрыв	відрив	tearing off	detachement	الفصل
отстаивание	відстоювання	desilting	régler	حل
отталкивание		repulsion	répulsion	تنافر
отщеплять	відщеплювати	chip off	rift	صدع
охлаждение	охолодження	cooling	refroidissement	تجميد؛تريد
пар	пара	vapour, steam	vapeur	بخار
параллельные	паралельні	parallel	paralle’le	موازي
парциальное давление	парціальний тиск	partial pressure	pression partielle	الضغط الجزئي
пассивация	пасивація	immunization, passivation	passivation	كساء
перекрывание	перекривання	overshoot	chevauche	سد
переменная	перемінна	variable	grandeur variable	المتغير
перераспределе-ние	перерозподіл	redistribution, repartition	redistribution	إعادة التوزيع
пересыщенный	пересичений	supersaturated	sursaturé	الإشباع
период	період	period	période	فترة
плавление	плавлення	melting	fusion	يذوب؛ينصهر
пластина	пластина	plate	plate, plaque	لوحة
плотность	густина	density	densité	كثافة
площадь	площа	area	superficier	مساحة
побочная подгруппа	побічна підгрупа	side subgroup (transition elements)	sous-accessoire	سلبية فرعية
поверхность	поверхня	surface	surface	السطح
поверхность раздела	поверхня поділу	interface	interface	واجهة قسم
поглощение	поглинання	absorption	absorber	امتصاص
подбирать	підбирати	select	sélectionner	اختار , مطابقة
подуровень	підрівень	sub-level	niveau	طبقة ثانوية
подчиняться	підкорятися	to obey	se soumetre	طاعة

подчиняться закону	підкорятися закону	to take (down) law, according to the law	obéir à la loi	طاعة القانون
показывать	показувати	to demonstrate, to show	monter	دل
поле	поле	field	champs	مجال
положение	положення	position	position d’un corps	موضع؛حالة
положительный	позитивний	positive	positif	ايجابي
получение	одержання	obtaining production	prodiction, obtention, preparatifs	حصول؛استلام ؛تسلم
полярная молекула	полярна молекула	polar molecules		جزيئات قطبية
полярность	полярність	polarity	polarité	قطبية
понижается	знижується	to decrease	il diminue	يقلل
понятие	поняття	conception(notion)	notion	مفهوم
порошок	порошок	powder	poudre	مسحوق
порядковый номер	порядковий номер	atomic number	numéro atomic	رقم متسلسل
порядок реакции	порядок реакції	order of reaction	bonne réaction	رد فعل النظام
последовательность	послідовність	succession, sequence	séquence	تسلسل
постоянная	стала	constant	constant	ثابت؛دائم؛مستمر
постоянный	постійний	constant	constant	ثابت؛دائم؛مستمر
правый	правий	right	droit	ايمن
превращать	перетворювати	to convert	convertir	يتحول؛يقلب الى
превращение	перетворення	transformation	transformation	تحول كيميائي
при помощи, с помощью	за допомогою	with the help of	a l’aide de	بمساعدة ال
приблизительный	приблизний	approximate	approximativement	تقريبي
признак	ознака	feature, indication	indice, signe	دليل , ميزة , علاقة
принцип Ле-Шателье	принцип Ле-Шательє	Le Chatelier’s principle	principe Du Chatelieu	مبدأ لي-شاتيل
принцип наименьшей энергии	принцип найменшої енергії	aufbau principle	le principe de l'énergie la plus basse	مبدأ الطاقة الأدنى
принцип Паули	принцип Паулі	Pauli’s exclusions principle	principe de Pauli	مبدأ باولي
природа	природа	nature	nature	طبيعة
природный газ	природний газ	natural gas	gaz naturel	غاز طبيعي
присоединять	приєднувати	to gain	acquerir	يكسب , يختزل
притяжение	тяжіння	attraction	attraction	
пробирка	пробірка	test-tube	eprouvette	انبوبه الاختبار
проводимость	провідність	conductivity	conductivité	الموصلية
проводник	провідник	conductor	conducteur	موصل
проводник первого рода	провідник першого роду	electronic conductor, first class conductor	conducteur de premier type	موصل من النوع الأول

продукт	продукт	product	produit	ناتج , منتج
продукт реакции	продукт реакції	product of reaction	produit de reaction	شئ؛مادة؛ناتج
прозрачность	прозорість	transparent	transparence	شفاف
произведение	добуток	product	produit	محصول ؛ناتج
происходить	відбуватися	to take place	provenir	حدث
промежуток времени	проміжок часу	time interval period of time	interval de temps	متوسط الزمن
промежуточный	проміжний	intermediate	intermédiaire	متوسط
простая связь	простий зв'язок	single bond	connexion simple	بسيطة اتصال
простое вещество	проста речовина	simple substance	corps simple	مادة بسيطة
протекание	перебіг	proceeding process	évoluation	حدوث , سريان
протекание реакции	перебіг реакції	reaction route	évoluation de réaction	سرب التفاعل , جرى , سرى
протон	протон	proton	proton	بروتون
проходить	проходити (відбуватись)	to take place	provenir	تحدث
процентная концентрация	відсоткова концентрація	percent concentration mass percent	concentration en pourcentage	تركيز المحاليل بنسب مئوية
процентный	відсотковий	percentage	pourcentage	نسبة مئوية
прямая	пряма	forward	ligne droit	مستقيم , مباشر
прямая реакция	пряма реакція	direct reaction, forward reaction, straight reaction	réaction dirècte	رد فعل مباشر
равно	дорівнює	equal	égal	مساوي
равновесный	рівноважній	equilibrium	équilibre	توازن
разбавленный	розведений	dilute	dilué	المخفف
разделить	поділити	to divide	diviser, separer	يقسم
различать(ся)	відрізнятись	to differ	differer	تميز
различают	розрізняють	to differ	différer	يميز
разложение	розкладання	decomposition	décomposition	تفكك
размер	розмір	dimension	taillc	مقياس؛قياس
размерность	розмірність	dimensional	dimension	البعدية
размещаться	розміщуватися	take seats, places;	placé	نشر
разный, различный	різний	different, various	different	مختلف
разрушаться	руйнуватися	to disintegrate	se detruire	تحطم؛تدمير
разрядка	розрядка	discharge	décharge	
распад (деление)	розщеплення	fission	décadence	انشطر (تحلل) الى ايونات
распариваться	розпарюватися	break apart	compagnon	
расплав	розплав	flux, liquid melt, melt	fondre	سبيكة
располагаться	розташовуватися	take up position, settle	se ranger	حل
расположенный	розташований	is situated	qui est situe	يقع

распределение	розподіл	distribution	distribution	تتوزع بالتساوي
расстояние	відстань	distance	distance	مسافة
рассчитать	розрахувати	to calculate	calculer	يعد؛يحسب
раствор	розчин	solution	solution	حل ، محلول
растворенное вещество	розчинена речовина	permeate, solute	soluté	مواد مذيبه
растворимость	розчинність	solubility	dissolubilité	قابلة الذوبان؛ذوبانية
растворимый	розчинний	soluble	soluble	قابل للذوبان
растворимый анод	розчинний анод	sacrificial anode	anode soluble	ذوبان القط الموجب
растворитель	розчинник	(dis)solvent	dissolvant	مذيب
расходование	витрачання	spending, expense	dépense	الإنفاق
расщепление	розщеплення	breaking up, disintegration	frangmentation	شق
реагент	реагент	reagent	réactif	كاشف
реагировать	реагувати	to react	reagir	تأثر؛رد على؛تفاعل مع
реакция	реакція	reaction	réaction	يستجيب ؛يتأثر
реакция нейтрализации	реакція нейтралізації	neutralization reaction	réaction de neutralisation	تحييد رد فعل
реальный	реальний	real, practical	réel	حقيقي
результат	результат	result	resultat	نتيجة
родоначальная структура	родопочаткова структура	parent structure	striuptena	الأصل هيكل
ряд	ряд	series	seric	سلسلة
ряд напряжений металлов	ряд напруг металів	electric series	série électrique	مجموعة من الجهد المعادن
с учетом	з урахуванням	taking into account/consideration	en tenant compte	النظر
самопроизволь-ный	самочинний	spontaneous	spontané	عفوي
сахар	цукор	sugar	sucre	سكر
свойство	властивість	property	propriéte	خصائص
связь	зв’язок	bond	liason	رابطة
селективность	селективність	selectivity	sélectivite	الانتقائية
серебро	срібло	silver	argent	فضة
сильный	сильний	strong	fort	قوي
сильный электролит	сильний електроліт	strong electrolyte	électrolyte fort	قوية بالكهرباء
символ	символ	symbol	symbole	رمز
система	система	system	système	نظام
скачкообразно	стрибкоподібно	by leaps and bounds	sauter	بشكل متقطع
скорость	швидкість	rate	vitesse	السرعة , رتبة
скорость реакции	швидкість реакції	response rate, speed of response	vitesse de réaction	استجابة السرعة
слабый электролит	слабкий електроліт	weak electrolyte	électrolyte faible	ضعف بالكهرباء
следствие	наслідок	consequence	conséquence	نتيجة

сложное вещество	складна речовина	complex, composite substance	corps complexe	معقد
сложный эфир	складний ефір (естер)	ester	ester	استر
смесь	суміш	mixture	melange	خليط؛مخلوط
смещение	зміщення	shift	transformation	وردية
совпадать	співпадати	be congruent	correspondre	مباراة
содержать	містити	to contain	contenir	يحتوي
соединение	сполучення	composition	composition	رابط
соединение	сполука	compound	composé	صلة
сокращенное ионное уравнение	скорочене іонне рівняння	net ionic equation		اختزال المعادلة الايونية
солеобразующий	солеутворюючий	salifiable	salufiable	
соль	сіль	salt	sel	ملح
сольват	сольват	solvate	solvate	منذاب
сольватация	сольватація	solvation	solvatation	انذياب
соответствовать	відповідати	correspond (to/with)	correspondre	مباراة
соответствующий	відповідний	respective	correspondent a qou	مناسب
соотношение		correlation	corrélation	نسبة
сопровождает	супроводжується я	accompanies	accompagne	يرافق
состав	склад	composition	composition	بناء؛تكوين؛تركيب
состоит из	складається з	to consist of	se composer de	يتكون من
состояние	стан	state	etat	حالة
сосуд	посудина	vessel	bouteille	إناء
сохранять	зберігати	to preserve, to keep	conserver	حافظ على؛بقى
специальный	спеціальний	special	special	خاص
спирт	спирт	alcohol	alcool	كحول
сплав	сплав	alloy	alliage	خليط من المعادن
способ	спосіб	method, way	méthode, moyen,	طريقة
способность	здатність	ability, capability	capacite	قابلية؛قدرة؛مقدرة
сравнивать	порівнювати	to compare	comparer	قارن ، يقارن
сродство к электрону	спорідненість до електрона	electron affinity	affinité électronique	تقارب مع الإلكترون
стакан	стакан (склянка)	glass	verre	اناء
стандартные условия	стандартні умови	standard condition	conditions standarts	ظروف معيارية (قياسية)
стекло	скло	glass	verre	زجاج
степень	ступінь	power	degrée	القوة , الأس
степень диссоциации	ступінь дисоціації	degree of dissociation	degré de dissociation	درجات الانحلال (التفكك)
степень окисления	ступінь окиснення	oxidation state, oxidation number	numéro d’oxydation	حالة التاكسد , عدد التاكسد
столкновение	зіткнення	clash	collision	تصادم
стрелка	стрілка	hand, arrow	aiquille, flèche	أبره؛عقرب ساعة

строение	будова	constitution	structure	بناء
структура	структура	structure	structure	تركيب
структурная формула	структурна формула	structural formula	formule structurale	المعادلة الهيكلية
ступенчатая реакция	ступінчата реакція	reaction in stages	la vitesse de réponse	تفاعل متدرج
ступенчато	ступінчасто	stepwise	stepwise	خطوات
сумма	сума	sum	somme	بعض؛كمية؛مجموع
существовать	існувати	to exist	exister	وجد؛بقى
схема	схема	pattern	schéma	مخطط
твердое	тверде	solid	solide	صلب
тело	тіло	body	corps	جسم
температура	температура	temperature	temperature	درجة الحرارة
температура кипения	температура кипіння	boilingpoint	température d'ébulition	درجة الغليان
температура плавления	температура плавлення	meltingpoint	température de fusion	نقطة الذوبان
температурный коэффициент	температурний коефіцієнт	temperature coefficient	coefficient de température	درجة الحرارة معامل
тепловое	теплове	heat	thermique	حراري
тепловой	тепловий	heat	thermique	حراري
тепловой эффект	тепловий ефект	thermal effect	éffect thermique	تاثير حراري
теплота	теплота	heat	chaleur	حرارة
термохимическое уравнение	термохімічне рівняння	thermochemical equation	équation thermochimique	المعادلة الحرارية
термохимия	термохімія	thermochemistr y	thermochimie	الكيمياء الحرارية
триглицерид	тригліцерид	triglyceride		الدهون الثلاثية
увеличивать	збільшувати	to increase	s'accroitre, accoroissement	يزيد
удаленный	віддалений	the farthest, the most distant	a distance	بعيد
указывать	вказувати	to indicate	definer	تشير
уменьшаться	зменшуватися	to decrease	diminuer	يزداد
универсальный	універсальний	universality	universalite	عالمي
упаривание	упарювання	evaporation		التبخر
уравнение	рівняння	equation	équation	معادلة
уравнивать	урівнювати	to balance	équilibrer	يعادل
условный	умовний	conditional	conditionnel	شرطي
устойчивые	стійкий	stable	stable	مستقر
учение	вчення	teaching, doctrine	doctrine	دراسة
фаза	фаза	phase	phase	المرحلة
фактор	фактор	factor	facteur	عامل
фенол	фенол	phenol	phenol	الفينول
фильтрование	фільтрування	filtering	filtrage	تصفية
форма	форма	form	forme	شكل
формула химическая	формула хімічна	chemical formula	formule chimique	قانون؛
функциональная группа	функціональна група	functional group	groupe fonctionnel	مجموعة وظيفية

хаотично	хаотично	chaotic	chaotique	باضطراب
характеризоваться	характеризувати ся	to be characterized	se caractériser	الخصائص الخاصه
характеристика	характеристика	characteristic	characteristique	خاص؛مميز
химическая связь	хімічний зв’язок	chemical bond	liaison chimique	رابطة كميائية
химический источник электрического тока	хімічне джерело електричного струму	chemical current source	source chimique de courant électrique	مصدر الكيميائية التيار الكهربائي
химическое равновесие	хімічна рівновага	chemical equilibrium	chémical équilibre	التوازن الكيميائي
цвет	колір, забарвлення	colour	couleur	لون
частица	частинка	particle	parcelle	جسم اولي دقيق
часть	частина	part	part	جزء
число	число	number	nombre	رقم ؛عدد
щелочь	луг	alkali	alcalin	القلوي
эквивалент	еквівалент	equivalent	équivalence	مكافئ
эквивалентная масса	еквівалентна маса	equivalentweigh t	masse équivalente	الكتلة المكافئة
экзотермическая	екзотермічна	exothermic	exothermiaue	فاعل اكسوثيرمي
электрический ток	електричний струм	electric current	courant électrique	تيار كهربائي
электричество	електрика	electricity	électricité	كهرباء
электрод	електрод	electrode	électrode	قطب كهربائي
электрод сравнения	електрод порівняння	reference electrode	électrode de référence	إشارة الكهربائي
электродвижущая сила	електрорушійна сила	electromotive force	force électromotrice	القوة المحركة الكهربائية
электролит	електроліт	electrolyte	électrolyte	كهرباء
электролитичес-кая диссоциация	електролітична дисоціація	electrolytic dissociation	dissociation électrolytique	تفكك كهربائي
электрон	електрон	electron	électron	الإلكترون
электронейтраль-ный	електронейт-ральний	electroneutral	électron neutre	كهربائيا
электронная конфигурация	електронна конфігурація	electronic configuration of an atom	configuration électronique	التوزيع الإلكتروني
электронная конфигурация атома	електронна конфігурація атома	electronic configuration of an atom	configuration électronique de l'atome d'	التوزيع الإلكتروني
электронная оболочка	електронна оболонка	electron shell	enveloppe électronique	هالة الاكترون
электронное облако	електронна хмара	electron cloud	nuage d’électrons	سحابة الكترون
электронный слой	електронний шар	electron layer	enveloppe électronique	طبقة الالكترون
электроотрица-тельность	електронегативн ість	electronegativity	électronegativé	كهروسلبية
электропроводнос ть	електропровідніс ть	electrical conduction	conductibilité électrique	موصلة للكهرباء

электростатическое взаимодействие	електростатична взаємодія	electrostatic interaction	interaction électrostatique	كهرباء التفاعل
электрофил	електрофіл	electrophile	életrophile	أليف الإلكترونات
электрохимия	електрохімія	electro-chemistry	électrochimie	الكيمياء الكهربائية
элемент	елемент	element	élément	معدن
элементарная стадия	елементарна стадія	elementary stage	stade élémentaire	المرحلة الابتدائية
элементы - аналоги	елементи - аналоги	analog elements	élements analogues	نظائرها -العناصر
эмпирическая формула	емпірична формула	empirical formula	formule empiricale	الصيغة التجريبية
эндотермическая	ендотермічна	endothermic	endothermique	تفاعل اندوثيرمي
энергетический барьер	енергетичний бар'єр	energy barrier	barrière d'énergie	الطاقة حاجز
энергетический уровень	енергетичний рівень	energy level	niveau d'énergie	مستوى الطاقة
энергия активации	енергія активації	activation energy	énergie d'activation	تفعيل الطاقة
энергия ионизации	енергія іонізації	ionization energy	énergie d'ionisation	تأين الطاقة
энергия связи	енергія зв'язку	bond(ing) energy	énergie de liaison	ملزمة الطاقة
энтальпия	ентальпія	enthalpy	enthalphie	اسر , صيغة هيبس الحرارية
эффективный	ефективний	efficacious, effective	éffectif	فعال
явление	явище	phenomenon	phénomène	ظاهرة
ядро	ядро	nucleus	noyau	نواة
ячейка	комірка	electron-in-boxes	cellule	الخلية

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Капустян А.И. Химия для студентов-иностранцев подготовительных факультетов вузов/А.И.Капустян, Т.В.Табенская. - М.: Высш. Школа, 1990.- 399 с.
2. Сухан В.В. Хімія: посібник для вступників до вузів/ В.В. Сухан, Т.В. Табенська, А.Й. Капустян, В.Ф. Горлач. – К.: Либідь, 1993. – 408с.
3. Хомченко Г.П. Химия. Пособие для поступающих в вузы/ Г. П. Хомченко. - М.: Высш. школа, 1981. -176 с.
4. Литвиненко В.А. Химия для иностранных студентов подфаков вузов/ В.А. Литвиненко, А.Х. Клибус, А.И. Капустян. –К.: Вища школа, 1995. Ч.1, -100 с.